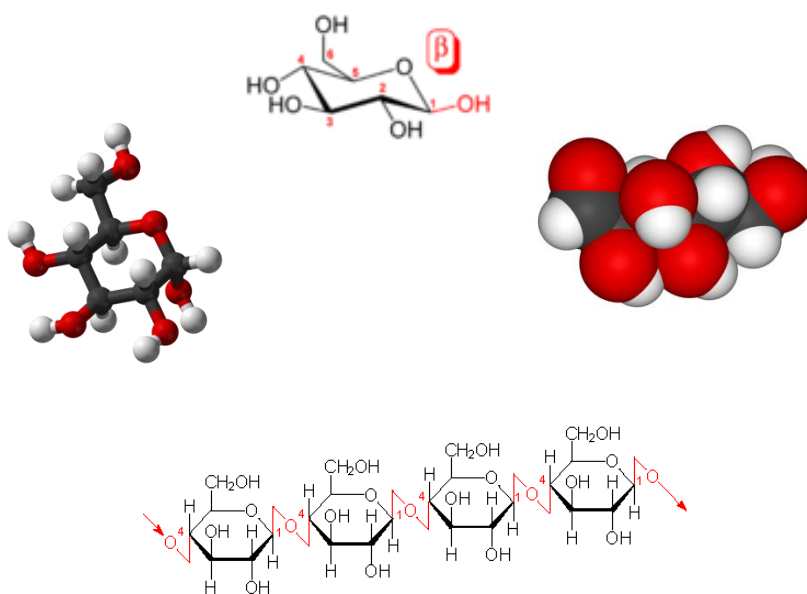




УНИВЕРЗИТЕТ "ГОЦЕ ДЕЛЧЕВ"-ШТИП

**ПРАКТИКУМ ПО ХЕМИЈА ЗА
ЗЕМЈОДЕЛСКИ ФАКУЛТЕТ**

(нерецenziран материјал)



**асс. м-р Биљана Балабанова
Проф. д-р Рубин Гулабоски**

Содржина

Хемиски знаци, соединенија, формули, валентност и номенклатура на неоргански соединенија	4
Номенклатура на неоргански соединенија.....	7
Оксиди	7
Киселини	8
Хидроксиди	10
Соли	10
ОСНОВНИ ФИЗИЧКИ ВЕЛИЧИНИ И ЕДИНИЦИ МЕРКИ	14
ИНТЕРНАЦИОНАЛЕН СИСТЕМ НА ЕДИНИЦИ (SI)	14
РЕЛАТИВНА АТОМСКА И МОЛЕКУЛСКА МАСА , МОЛ, ХЕМИСКИ ФОРМУЛИ ...	18
ХЕМИСКИ РЕАКЦИИ, ХЕМИСКИ РАВЕНКИ, ОКСИДО-РЕДУКЦИСКИ РАВЕНКИ .	25
Пресметување со помош на хемиски равенки	30
РАСТВОРИ	34
Концентрација на растворената супстанца или количинска концентрација	34
Масена концентрација.....	35
Волуменска концентарција.....	35
Молалитет или молалност	36
Масен удел (w). Процент(%)	37
Молски или количински удел.....	38
Волуменски удел	38
Мешање, разредување и концентрирање на раствори	39
Концентрација на водородните јони и pH на растворот. Јонски производ на водата.....	42
Пуфери.....	44
РАБОТА ВО ХЕМИСКА ЛАБОРАТОРИЈА	48
АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА	62
КВАЛИТАТИВНА АНАЛИЗА	62
КАТЈОНИ.....	65
Прва (I) аналитичка група катјони.....	65
Втора (II) аналитичка група катјони.....	68
Подгрупа-Сулфобазии.....	68
Подгрупа-Сулфо киселини	70
Трета (III) аналитичка група катјони	72
Четврта (IV) аналитичка група катјони	74
Петта (V) аналитичка група катјони	77
АНЈОНИ	80
Прва Аналитичка група на анјони	80

Втора Аналитичка група на ањони.....	83
КВАНТИТАТИВНА АНАЛИЗА.....	87
Методи на волуметриска анализа	87
Метода на неутрализација	88
Метода на оксидо-редукција	97
Таложна анализа	100
Комплексометрија	102
ОРГАНСКА ХЕМИЈА.....	106
Квалитативна елементарна анализа на органски соединенија	107
Квантитативна елементарна анализа на органски соединенија	107
Квалитативна анализа на органски соединенија	108
Квалитативна анализа на органски соединенија	111
Добивање на соединенија во чиста состојба	112

Хемиски знаци, соединенија, формули, валентност и номенклатура на неоргански соединенија

Науката која се занимава со проучување на природата и природните појави ја викаме *природна наука*, што всушност претставува и хемијата. Хемијата ги проучува супстанциите од кои е составена вселената, таа ги испитува составот и особините на супстанциите, а исто така и нивната внатрешна структура. Хемијата ги изучува промените на супстанциите кои се манифестираат преку реакции што настануваат во природата, во лабораториите или во техниката.

Симболи во хемијата: За пократко обележување на супстанциите со коишто работеле, како и за запазување на тајноста на работата, алхемичарите се служеле со определена симболика како на пример:



Ваквата симболика се покажала многу непрактична кога требало да се напише некое посложено соединеније, со тоа што многу полесно било да се напише неговото име со букви отколку со симболи.

Сите хемиски елементи имаат интернационално латинско име, а оние кои се најдени во природата и доста долго се познати, имаат тривијално (народно) име. Денес постои разработен Интернационален Систем за претставување на хемиските елементи, соединенија и хемиските процеси. Шведскиот научник Џ. Ј. Берцелиус предложил скратено обележување на хемиските елементи. Тие скратеници се викаат **хемиски знаци (симболи)**. *Хемиските знаци или симболи, всушност се кратенки од една или две букви од латинското име на соодветниот елемент.* Хемискиот знак, покрај скратеното име на елементот претставува и атом на соодветниот елемент. Односно на пример Ca е хемиски знак за елементот калциум а воедно означува и еден атом на овој елемент, односно негова атомска тежина- 40,08.

Коефициентот пред хемискиот знак означува број на слободни атоми (на пример 2H , 4O , 5S), додека *индексот* зад хемискиот знак покажува број на сврзани атоми за еден елемент (H_2 , O_2 , Cl_2 , J_2). Знакот на хемискиот елемент е почетна буква од латинското име на тој елемент. Доколку два или повеќе елементи имаат иста прва буква, тогаш се зема уште една буква од името на дадениот елемент.

Име	Латинско име	Хемиски симбол
Кислород	Oxygenium	O
Азот	Nitrogenium	N
Фосфор	Phosphorum	P
Сулфур	Sulphur	S
Антимон	Stibium	Sb
Селен	Selenium	Se
Калај	Stanum	Sn
Водород	Hydrogen	H

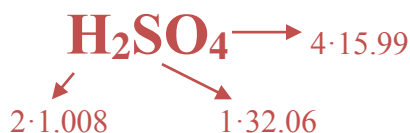
Со **хемишки формули** ги обележуваме хемиските соединенија. Хемиската формула покажува од кои атоми е изградено соединението и каков е нивниот броен однос.

Притоа хемиската формула која го покажува најмалиот целоброен однос на атомите на секој елемент во соединението се нарекува **најпроста (емпирирска) формула** на соединението. Кога пак, хемиската формула на соединението го покажува вистинскиот број на атоми од секој елемент во молекулот на соодветното соединение, тогаш таа се нарекува **вистинска или молекулска формула** (H_2O , C_6H_6). Формулата на едно соединение покажува една молекула од таа супстанција и го дава нејзиниот квалитативен и квантитативен состав, како и нејзината молекулска тежина.

На пример молекулската формулата на сулфурната киселина е H_2SO_4 , од оваа формула ги добиваме следниве информации:

Молекулата е изградена од два атоми водород (H), еден атом на сулфур (S) и четири атоми на кислород (O). Од овие податоци може да се определи молекулската тежина на соединението односно:

$$\text{Mr}(\text{H}_2\text{SO}_4)=98$$



Коефициентот пред формулата на соединението го покажува бројот на молекули од соодветната супстанца, односно $2\text{H}_2\text{O}$ значи две молекули на вода ($5\text{H}_2\text{SO}_4$, 3HCl и т.н.).

За да се определи вистинската молекулска формула на соединението треба да се имаат следниве податоци:

- ✓ Молекулската тежина на соединението определена по експериментален пат,
- ✓ Процентен состав на соединението.

Од формулата на хлороводородот HCl , сулфурводородот H_2S , метанот CH_4 дека на еден атом на хлорот доаѓа еден атом на водород, на еден атом на сулфурот-два атоми водород и на еден атом на јаглерод доаѓаат четири атоми на водород.

Способноста на елементите еден нивен атом да врзува или заменува различен број на атоми од водород се нарекува ВАЛЕНТНОСТ. Бројот на атомите од водородот што ги сврзува еден атом од некој елемент ја определува нивната валенција. Според тоа хлорот е едновалентен, сулфурот- двовалентен, јаглеродот-четиривалентен. Валентноста на елементите се движи од **0-8**. Одредени елементи имаат постојана валентност, како и некои метали додека останатите се со променлива валентност која се определува според постојаната валентност на елементите со кои се сврзани. На пример:

Елемент	Валентност
Елементи со постојана валентност	
Водород, H	1
Кислород, O	2
Натриум, Na	1
Калиум, K	1
Калциум, Ca	2
Елементи со променлива валентност	
Олово, Pb	2 и 4

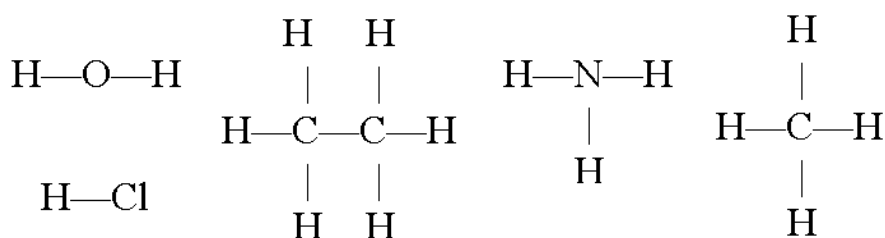
Манган, Mn	од 2 - 7
Железо, Fe	2 и 3
Атомски групи	
CO ₃	2
SO ₄ , SO ₃	2
NO ₂ , NO ₃ , OH	1
PO ₄	3

Валентноста на еден елемент може да се определи од формулата на некое негово соединение составено од два елемента ако се познава валентноста на другиот елемент, бидејќи бројот на валенциите од едниот елемент е еднаков на бројот на валенциите од другиот елемент. На пример:

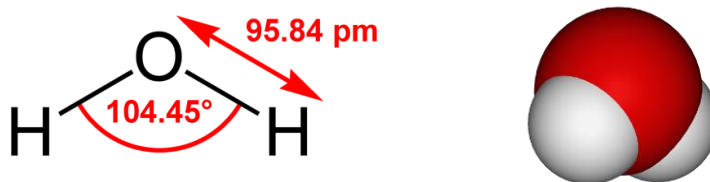
MnO₂- во ова соединение еден атом на манган сврзува два атоми на кислород (од кои секој атом на кислород е двовалентен) што значи два атоми по две валенции, манганот е **четиривалентен**.

Fe₂O₃- во ова соединение два атоми на железо сврзуваат три атоми на кислород (од кои секој атом на кислород е двовалентен) што значи два атоми на железо сврзуваат шест валенции, а само еден атом на железо три, односно за железото се добива дека е **тривалентно**.

Валентната единица на елементот може да се претстави и со една црточка покрај хемискиот знак. На пример



Овие формули се означуваат како **структурни формули**. Структурните формули го покажуваат не само квалитативниот и квантитативниот состав туку и начинот на сврзување на атомите во молекулот. Додека за изразување на просторниот распоред на атомите на молекулот се употребуваат таканаречените **просторни формули**, како што е примерот за молекулата на водата H₂O :



Формулата на едно соединение образувана од два елемента може да се определи ако се познава валентноста на двата елемента. Ако арсенот е петвалентен а кислородот двовалентен, за да биде еднаков бројот на валенциите се зема најмал заеднички содржател (односно 10). Тоа ќе се постигне ако се земат два атоми на арсен и пет атоми на кислород или формулата е следнава As₂O₅. Од формулата на секое соединение произлегува и неговото име. *Но кај соединенијата именувањето односно номенклатурата се изведува по точно одредени правила.*

Номенклатура на неоргански соединенија

Номенклатура е именување на хемиските соединенија. Со хемиската номенклатура се занимава посебна меѓународна институција, наречена Итернационална Унија за Чиста и Применета Хемија, IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry). Целта е создавање на заеднички правила за именување на хемиските супстанции. Меѓутоа, на секој јазик има вкоренети и некои народни, т.н. тривијални имиња за некои супстанции и кои тешко се искоренуваат.

Заради сложеноста и специфичноста на проблематиката од различни области на хемијата, постојат посебни комисии за неорганска и органска номенклатура, како и комисија за номенклатура во биохемија. Треба да се истакне дека IUPAC дава само препораки кои треба да се прилагодат и кон јазикот на којшто се зборува во некоја земја.

Погоден начин за изучување на номенклатурата на неорганските соединенија е таа да се систематизира според главните групи соединенија. Постои општо правило, за сите групи соединенија, според кое и во формулата и во името на соединението предност има катјонот (односно елементот со позитивен оксидационен број) пред анјонот (односно елементот со негативен оксидационен број). Името на соединението треба да содржи најмал можен број податоци врз основа на кои може да се состави неговата хемиска формула. За некои соединенија е дозволено е да се употребуваат и нивните тривијални имиња.

Оксиди

Оксидите се соединенија на кислородот со другите елементи, во кои кислородот се наоѓа со оксидационен степен-2. Номенклатурата на овие соединенија е на следниов начин:

- Ако еден елемент гради само еден оксид, името на оксидот се образува од **името на металот и зборот оксид**:

натриум оксид	Na ₂ O
магнезиум оксид	MgO
алуминиум оксид	Al ₂ O ₃
калциум оксид	CaO

- Ако елементот е неметал и образува повеќе оксиди, имињата на соодветните оксиди се образуваат од **бројот на атомите исказан на грчки и зборот оксид**:

дiazот моноксид	N ₂ O
азот моноксид	NO
азот диоксид	NO ₂
дiazот триоксид	N ₂ O ₃
дiazот пентаоксид	N ₂ O ₅

- Ако елементот е метал и образува повеќе оксиди, тогаш имињата на соодветните оксиди се образуваат со **вметнување на римска бројка меѓу името на металот и зборот на оксид**, со тоа што римската бројка

ни ја покажува оксидациската состојба на металот во соодветниот оксид.

Бакар(I) оксид	Cu ₂ O
Бакар(II) оксид	CuO
Железо(II) оксид	FeO
Железо(III) оксид	Fe ₂ O ₃
Хром(III) оксид	Cr ₂ O ₃
Хром(VI) оксид	CrO ₃

- Во употреба е и старата номенклатура која за именување на оксидите го ползува латинското име на металот. Оксидите во кои металот е во помала оксидациона состојба, завршуваат на *-o*, а оние во кои металот е во повисока оксидациона состојба, завршуваат на *-и*.

Купро оксид	Cu ₂ O
Купри оксид	CuO
Феро оксид	FeO
Фери оксид	Fe ₂ O ₃

Киселини

Киселините се соединенија на водородот со еден атом на неметал или една атомска група наречена радикал. . Киселините можат да бидат **безкислородни и кислородни**. Првите, во својот состав немаат кислороден атом и такви се на пример: хлороводородна, HCl, бромоводородна, HBr, флуороводородна, HF, јодоводородна, HI, сулфуроводородна, H₂S и.т.н. Киселините кои во својот состав содржат кислород, се викаат **кислородни киселини**. Такви се на пример: азотната киселина, HNO₃, сулфурната киселина, H₂SO₄, фосфорната киселина H₃PO₄ и.т.н. Водородниот атом во киселината може да се замени со атом на некој метал. Со бројот на водородни атоми кои можат да се заменат со метал се определува базноста на киселината и според тоа тие се поделени на: **еднобазни, двобазни, трибазни и полибазни**. Номенклатурата на овие соединенија е на следниов начин:

- Името на една безкислородна киселина се образува кога на името на елементот кој ја образува киселината, се додаде зборот **водородна**. На пример:

Флуороводородна	HF
Хлороводородна	HCl
Бромоводородна	HBr
Јодоводородна	HI
Сулфуроводородна	H ₂ S

- Имињата на кислородните киселини се образуваат така што кон името на елементот од чиј оксид е изведена киселината се додава наставката **-ова** или **-на**. Ако еден елемент гради две кислородни киселини, киселината која содржи помал број кислородни атоми добива натавка **-еста**.

Азот на киселина	HNO_3
Азот еста киселина	HNO_2
Сулфурна киселина	H_2SO_4
Сулфуреста киселина	H_2SO_3
Селенова киселина	H_2SeO_4
Селенеста киселина	H_2SeO_3
Фосфорна киселина	H_3PO_4
Фосфореста киселина	H_3PO_3

- Ако еден елемент гради повеќе од две кислородни киселини, тогаш киселината која има помал број кислородни атоми, од онаа чие име завршува на **-еста**, добива префикс **-хипо**, а киселината која има поголем број кислородни атоми од киселината која завршува на **-на** или **-ова**, добива префикс **-пер**.

Хлореста киселина- HClO_2	Хипохлореста киселина- HClO
Хлорна киселина- HClO_3	Перхлорна киселина- HClO_4

Од кислородните киселини се изведуваат уште три групи на киселини, а тоа се: **мета**-киселините, **пиро**-киселините и **тио**-киселините.

Метакиселините се изведуваат со одземање на една молекула на вода од основната формула на соодветната кислородна киселина. На пример:

Метафосфорна киселина	HPO_3	$\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{O}$
Метафосфореста киселина	HPO_2	$\text{H}_3\text{PO}_3 - \text{H}_2\text{O}$
Метаборна киселина	HBO_2	$\text{H}_3\text{BO}_3 - \text{H}_2\text{O}$
Метасилициумова киселина	H_2SiO_3	$\text{H}_4\text{SiO}_4 - \text{H}_2\text{O}$

Пирокиселините се образуваат така што од две молекули на основната формула на соодветната киселина се одзема една молекула на вода:

Пиросулфурна киселина	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	$2\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_2\text{O}$
Пиросулфуреста киселина	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$	$2\text{H}_2\text{SO}_3 - \text{H}_2\text{O}$
Пирофосфорна киселина	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$2\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{O}$
Пирофосфореста киселина	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$	$2\text{H}_3\text{PO}_3 - \text{H}_2\text{O}$

Тиокиселините се образуваат така што еден или повеќе атоми на кислород во кислородните киселини се заменуваат со сулфур (од латинското име на сулфурот е изведен префиксот **“тио”**).

Тиосулфурна киселина	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$
Тиосулфуреста киселина	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_2$
Монотиофосфорна киселина	$\text{H}_3\text{PO}_3\text{S}$
Дитиофосфорна киселина	$\text{H}_3\text{PO}_2\text{S}_2$
Тиоарсенеста киселина	H_3AsS_3
Тиоарсенова киселина	H_3AsS_4
Тиоцијанатна киселина	HSCN

Пероксокиселините е посебна група која ја сочинуваат киселинини изведени од пероксидите.

Пероксосулфурна киселина	H_2SO_5
Пероксодисулфурна киселина	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$
Пероксофосфорна киселина	H_3PO_5

Хидроксиди

Хидроксидите се соединенија кои во својот состав содржат атом на некој метал и хидроксидна група (OH^-). Хидроксидите кои се растворливи во вода се викаат *базии*. Именувањето на овие соединенија е според следниве правила

- Ако еден метал гради само еден хидроксид, неговото име се образува така што кон *името на металот се додава зборот хидроксид*:

Калиум хидроксид	KOH
Литиум хидроксид	LiOH
Калциум хидроксид	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
Алуминиум хидроксид	$\text{Al}(\text{OH})_3$
Магнезиум хидроксид	$\text{Mg}(\text{OH})_2$

- Ако, пак еден метал гради повеќе хидроксиди, тогаш меѓу името на металот и зборот хидроксид, со римска бројка во заграда, се означува оксидационата состојба на металот во соодветниот хидроксид.

Бакар(I) хидроксид	CuOH
Бакар(II) хидроксид	$\text{Cu}(\text{OH})_2$
Железо (II) хидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_2$
Железо (III) хидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_3$
Калај (IV) хидроксид	$\text{Sn}(\text{OH})_4$
Ванадиум(V) хидроксид	$\text{V}(\text{OH})_5$
Хром(VI) хидроксид	$\text{Cr}(\text{OH})_6$
Манган(VII) хидроксид	$\text{Mn}(\text{OH})_7$

- Денес во литература може да се сретне и старата номенклатура за хидроксидите и тоа се следниве примери:

Купро хидроксид	CuOH
Купри хидроксид	$\text{Cu}(\text{OH})_2$
Феро хидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_2$
Фери хидроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_3$

Соли

Кога кај киселините ќе се заменат еден или повеќе водородни атоми со атом на метал или метален радикал, односно кога кај базите се заменува една или повеќе OH^- групи со киселински радикал, се образува нова група на соединенија наречени *соли*. Нивната номенклатура се изведува според следниве правила:

- Имињата на солите добиени од безкислородните киселини завршуваат на **-ид**:

Литиум хлорид	LiCl
Калиум флуорид	KF
Натриум флуорид	NaF
Натриум сулфид	Na ₂ S

- Имињата на солите добиени од киселините кои имаат суфикс *еста* завршуваат на **-ит**:

Натриум сулфит	Na ₂ SO ₃
Калиум нитрит	KNO ₂
Натриум арсенит	NaAsO ₃

- Имињата на солите настанати од киселини со наставка *-на* или *-ова* завршуваат на **-ат**:

Натриум карбонат	NaCO ₃
Калциум нитрат	Ca(NO ₃) ₂
Бариум сулфат	BaSO ₄

- Киселините кои во своето име имаат префикс *хипо*, односно *пер*, односно *мета*, односно *пиро*, градат соли кои во своето име ги содржат соодветните префикси, како на пример:

Натриум хипо хлорит	NaClO
Калиум пер хлорат	KClO ₄
Калиум метафосфат	KPO ₃
Натриум пирофосфат	Na ₄ P ₂ O ₇

- Ако еден метал, кој има повеќе оксидациони состојби, со ист киселински остаток образува соли, тогаш имињата на тие соли се добиваат така што помеѓу името на металот и името на киселинскиот остаток, со римски број во заграда, се означува оксидационата состојба на металот во соодветната сол и тоа:

Железо (II) сулфат	FeSO ₄
Железо (III) сулфат	Fe ₂ (SO ₄) ₃
Бакар(I) нитрат	CuNO ₃
Бакар(II) нитрат	Cu(NO ₃) ₂
Манган(II) хлорид	MnCl ₂
Манган(IV) хлорид	MnCl ₄

- Во имињата на водороден и хидроксид солите се означува и бројот на водородните атоми, односно хидроксидните групи, и тоа:

Натриум дихидрогенфосфат	NaH_2PO_4
Натриум хидрогенфосфат	Na_2HPO_4
Бизмут дихидроксид нитрат	$\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$
Бизмут хидроксид нитрат	$\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$

- Посебна група соли се пероксидите, соли добиени од водородниот пероксид, H_2O_2 , како на пример натриум пероксид Na_2O_2 , бариум пероксид BaO_2 .
- Солите кои во својот состав содржат метал, киселински остаток и кислород, се викаат **окси** соли. Тие се именуваат на следиов начин:

Бизмут оксихлорид	BiOCl
Ванадиум (IV) оксихлорид	VOCl_2
Циркониум оксисулфат	ZrOSO_4
Лантан оксифлуорид	LaOF

- Во името на солите кои кристализираат со извесно количество вода - *кристалохидрати*, се означуваат и молекулите на сврзаната вода:

Бакар(II) сулфат пентахидрат	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Натриум карбонат декахидрат	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Калциум хлорид дихидрат	$\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Циркониум оксихлорид октахидрат	$\text{ZrOCl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$

Вежба бр. _____
(номенклатура на хемиски соединенија)

Одреди ја валентноста на елементите во следниве соединенија:

H_2O , HCl , H_2SO_4 , CuO , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, KNaSO_4 , $\text{Hg}(\text{OH})\text{Cl}$, NH_4PO_3

Именувај ги следниве соединенија:

MgO _____
 Fe_2O_3 _____
 HF _____
 H_2SO_3 _____
 HClO _____
 HNO_3 _____
 H_2S _____
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$ _____
 KCl _____
 Na_2SO_4 _____
 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ _____
 LiF _____
 FeSO_4 _____

Напиши ги формулите на следниве соединенија:

Диазот триоксид _____
Купро оксид _____
Азотеста киселина _____
Хлорна киселина _____
Сулфурна киселина _____
Хлороводородна киселина _____
Пиросулфуреста киселина _____
Бакар(I) оксид _____
Калиум хидроксид _____
Калиум нитрит _____
Бакар(II) сулфат _____
Натриум флуорид _____

ОСНОВНИ ФИЗИЧКИ ВЕЛИЧИНИ И ЕДИНИЦИ МЕРКИ

ИНТЕРНАЦИОНАЛЕН СИСТЕМ НА ЕДИНИЦИ (SI)

Меѓународниот систем на единици (SI) е прифатен од генералната конференција за единици и мерки. Физичката величина претставува поим кој приближно или прецизно се одредува некоја физичка појава или осбина на природата. Според тоа, вредноста на некоја физичка величина претставува производ од бројната вредност на мерната единица. Бидејќи различни единици не можат да се собираат и одземаат или изедначуваат при вршење на овие операции треба да се изведат на исти единици. SI содржи основни, дополнителни, дозволени и изведени физички величини.

ОСНОВНИ ЕДИНИЦИ

Физичка величина		Единица	
име	симбол	име	симбол
Должина	$l, (L)$	метар	m
Маса	m	килограм	kg
Време	t	секунда	s
Јачина на електрична струја	I	ампер	A
Температура	T	келвин	K
Интензитет на светлина	I_n	кандел	cd
Количество супстанца	n	мол	mol

ИЗВЕДЕНИ ЕДИНИЦИ

Сила, тежина	F	N (њутн)	kg m/s
Притисок	p	Pa(паскал)	N/m
Енергија, работа	W	J(џул)	N m
Количина на топлина	E, W, Q	J(џул)	N m
Моќност	P	W(ват)	J/s
Електричен полнеж	Q	C(кулон)	As
Елек. потенцијал	E	V(волт)	W/A
Електромоторна сила	E	V(волт)	W/A
Елек. напон	v, E, U	V(волт)	J/c
Елек. отпор	R	Ω (ом)	V/A
Елек. спроводливост	G	S(сименс)	A/V
Елек. капацитет	C	F(фарад)	c/V
Фреквенција	f, n	Hz(херц)	s ⁻¹
Радиоактивност	A	Bq(бекерел)	s ⁻¹
Апсорбирана доза	U	Gg(греј)	J/kg
Густина	ρ		kg/m ³

НЕКОИ ДОЗВОЛЕНИ ЕДИНИЦИ НАДВОР ОД SI

Волумен	V	Литар	l, L (1L=1dm ³)
---------	-----	-------	-----------------------------

Маса	m	Тон	t (1t=10 ³ kg)
Време	t	Минута	min (1 min=60s)
Притисок	p	Бар	bar (1 bar=105 Pa)
Температура		Целзиусов степен	С (C=K, T=t+T ₀)

SI дозволува примена на префикси кои означуваат децимални делови или умножоци од изведени единици

дел од единицата	префикс	симбол	умножоци	префикс	симбол
10 ⁻¹	деци	d	10 ¹	дека	da
10 ⁻²	центи	c	10 ²	хекто	h
10 ⁻³	мили	m	10 ³	кило	k
10 ⁻⁶	микро	μ	10 ⁶	мега	M
10 ⁻⁹	нано	n	10 ⁹	гига	G
10 ⁻¹²	пико	p	10 ¹²	тера	T
10 ⁻¹⁵	фемто	f	10 ¹⁵	пета	P
10 ⁻¹⁸	ато	a	10 ¹⁸	екса	E

SI единици што се употребуваат во општата хемија

Физичка величина	Симбол	дефиниција	SI единица
Број на честички	N		1
Количество супстанца	n	$n(B) = \frac{N(B)}{N_A}$	mol
Авогадрова константа	N _A , L	$N_A = \frac{N(B)}{n(B)}$	mol
Маса на атомот	m _a , m		kg
Маса на единката	m _f , m		kg
Атомска единица за маса	m _u	$m_u = \frac{m_a(^{12}\text{C})}{12}$	kg
Моларна маса	M	$M(B) = \frac{m(B)}{n(B)}$	kg·mol ⁻¹

Релативна молекулска маса	M_r	$M_r(B) = \frac{m(B)}{m_u}$	1
Моларен волумен	V_m	$M_r(B) = \frac{m(B)}{n(B)}$	$\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$
Масен удел	ω	$\omega(B) = \frac{m(B)}{\sum m_i}$	1
Волуменски удел	φ	$\varphi(B) = \frac{V(B)}{\sum V_i}$	1
Молски удел	χ	$\chi(B) = \frac{n(B)}{\sum n_i}$	1
Масена концентрација	γ	$\gamma(B) = \frac{m(B)}{V}$	$\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$
Молска концентрација	c	$c(B) = \frac{n(B)}{V}$	$\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$
Молалност	b	$b(B) = \frac{n(B)}{m(A)}$	$\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}$

Некои основни математички операции кои се користат во хемијата

Множење и делење на степени со иста основа

$$10^a \cdot 10^b = 10^{a+b}, \text{ на пример } 10^3 \cdot 10^2 = 10^5$$

$$10^a / 10^b = 10^{a-b}, \text{ на пример } 10^5 / 10^3 = 10^2$$

Степенување на степен

$$(10^a)^b = 10^{a \cdot b}, \text{ на пример } (10^2)^3 = 10^6$$

Кратки начини за запишување на мали и големи бројни вредности како степен со основа десет

$$\text{На пример, } 100000000 = 1 \cdot 10^8; 2500000 = 2.5 \cdot 10^6; 3450000 = 3.45 \cdot 10^6$$

На пример, $0,000001 = 1 \cdot 10^{-6}$; $0,000758 = 7,58 \cdot 10^{-4}$

Претварање на помали единици во поголеми и обратно

Многу пати е потребно претварање на основните единици во поголеми или помали од нив, заради подобро интерпретирање на добиените резултати,

на пример, $5 \text{ ml} = 0,005 \text{ l}$

односно **1 l содржи 1000 ml** или **1 ml = 0,0001 l** или **1 ml = 10^{-3} l**

на пример, $2 \text{ g} = 2000 \text{ mg} = 2 \cdot 10^3 \text{ mg}$, или $5 \text{ mmol} = 0,005 \text{ mol} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Кога физичката величина има единица изведена од две единици, постојат два начини за запишување на истите и тоа:

На пример, мерна единица за масена концентрација е $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$

што може да се запише и како **kg/m^3** и што уште може да се запише и како **$\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$** , односно единицата под дробната црта да се претстави со негативен степен.

Освен основните мерни единици за физичките величини се користат и помали или поголеми од основните, како на пример за **kg/m^3** може да се користи и 1000 пати помалата единица **g/m^3** или **mg/dm^3** , односно:

ако се подели со 1000 $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = \frac{1000 \text{ g}}{\text{m}^3}$ добиваме 1000 пати помала

единица од основната $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = \frac{1000 \text{ g}}{\text{m}^3} = \frac{1000 \text{ g} / 1000}{\text{m}^3} = \frac{\text{g}}{\text{m}^3}$

Додека ако се подели и горната и долната страна со 1000 ја добиваме истата единица:

$$\frac{\text{g}}{\text{m}^3} = \frac{\text{g} / 1000}{\text{m}^3 / 1000} = \frac{\text{mg}}{\text{dm}^3}$$

односно мерната единица не е променета затоа што и двете страни на дробната црта ги делиме со ист број, $1000/1000=1$.

Во табелата е даден пример за различно запишување на вредностите за дадена физичка величина со скратено запишување како степен од десет или со претварање во помали мерни единици:

Мерна единица (g)	(10^{-6} g)	$(10^6 / \text{g})$	(μg)
$1,235 \cdot 10^{-5}$	12,35	12,35	12,35
$7,856 \cdot 10^{-6}$	7,856	7,856	7,856
$9,250 \cdot 10^{-6}$	9,250	9,250	9,250

$$5,300 \cdot 10^{-6}$$

$$5,300$$

$$5,300$$

$$5,300$$

РЕЛАТИВНА АТОМСКА И МОЛЕКУЛСКА МАСА, МОЛ, ХЕМИСКИ ФОРМУЛИ

Релативната атомска маса (A_r) е бројот кој покажува колку пати просечната маса (m_a) на атомите на некој елемент е поголема од атомската единица за маса.

Атомска единица за маса е $1/12$ од масата на атомот на изотопот ^{12}C и изнесува $m_u = 1,660531 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

$$A_r(E) = \frac{m_a(E)}{m_u}$$

За секој елемент од периодниот систем е позната релативната атомска маса и таа се **ОТЧИТУВА ОД ПЕРИОДНИОТ СИСТЕМ**.

	симбол	
атомска маса	1.008	1
електронегативност	2.1	± 1
точка на топење ($^{\circ}\text{C}$)	-259.2	0.37
цело име на елементот	HYDROGEN	
	1s ¹	

Од примерот за елементот водород се отчитува дека релативната атомска маса $A_r(\text{H}) = 1,008$ или приближно 1.

Релативната молекулска маса се добива (M_r) е број кој покажува колку пати просечната маса на молекулата (m_f) на некое соединение е поголема од атомската единица за маса.

$$M_r(F) = \frac{m_f(F)}{m_u}$$

Релативната молекулска маса се добива со **СОБИРАЊЕ НА РЕЛАТИВНИТЕ АТОМСКИ МАСИ** на атомите на елементите кои ја сочинуваат молекулата на даденото соединение.

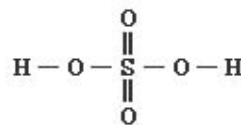
$$M_r = \sum A_r i$$

Пример. Да се пресмета релативната молекулска маса на сулфурната киселина?

Формулата на соединението е H_2SO_4 што значи дека оваа киселина е изградена од 2 атоми на водород (H), 1 атом на сулфур (S) и 4 атоми на кислород

(O). Релативната молекулска маса се добива како збир од релативните атомски маси на елементите, помножени по нивниот индекс во формулата

Односно, H_2SO_4 со структурна формула:
каде се гледа распоредот на атомите на елементите кои учествуваат во градбата на ова соединение H, S, O.



Според тоа:

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + 1 \cdot A_r(S) + 4 \cdot A_r(O)$$

2, 1, 4, во формулата се соодветно стехиометриските индекси од формулата што означуваат колку атоми од секој елемент влегува во градбата на соединението.

Релативните атомски маси на овие елементи се познати од периодниот ситем:

$$A_r(H)=1,008 \quad A_r(O)=15,99 \quad A_r(S)=32,06$$

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot 1,008 + 1 \cdot 32,06 + 4 \cdot 15,99 = 98,07$$

Примери за решавање:

Да се пресмета релативната молекулска маса на следниве соединенија: амониум сулфат, азотна киселина, натриум хлорид,

Мол (mol) е количество од супстанца на дефиниран систем, кое содржи толку единици, колку има и атоми во точно 0,012 kg на изотопот на јаглерод ^{12}C .

Бројот на моловите се означува со симболот n .

Ако сме измериле толку грама од некоја супстанца со определена хемиска формула, колку што е нејзината релативна молекулска или атомска маса, значи сме измериле 1 mol од дадената супстанца, односно $6,022 \cdot 10^{23}$ единици од дадената супстанца со дефинирана формула. Значи со тоа за моларна маса се добива изразот:

$$M(A) = M_r(A)g \cdot mol^{-1}$$

Додека бројот на моловите се определува од односот:

$$n(A) = \frac{m(A)}{M(A)}$$

каде $m(A)$ е масата, а $M(A)$ е моларната маса на супстанцата A

Според горната дефиниција молот е единица за количество супстанца (молекули, атоми, јони, електрони и др.) бројот на молекули или единки со дефинирана хемиска формула во еден мол се нарекува Авогадрова константа, а се означува со N_A или N_A :

$$N_A = \frac{N(A)}{n(A)} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

каде $N(A)$ е бројот на молекули, а $n(A)$ е количеството супстанца.

Пример. Колку грама олово треба да се измери за да се добие 1 мол Pb?

Од периодниот систем на елементите се гледа дека релативната атомска маса на оловото (Pb) е 207,3, па според тоа моларната маса на оловото е:

$$M(\text{Pb}) = A_r(\text{Pb}) \cdot \text{mol}^{-1} = 207,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Од релацијата, $n(\text{Pb}) = \frac{m(\text{Pb})}{M(\text{Pb})}$ масата на оловото е:

$$m(\text{Pb}) = n(\text{Pb}) \cdot M(\text{Pb}) = 1 \text{ mol} \cdot 207,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 207,3 \text{ g}$$

Значи ако измереме маса од 207,3 грама на олово, всушност сме измериле 1 mol количество супстанца.

Пример. Колку треба да се измери калиум перманганат за 0,1 mol KMnO_4 ?

Најпрво се определува релативната молекулска маса на калиум перманганатот, чија молекулска формула е KMnO_4 , според која

$$M_r(\text{KMnO}_4) = 1 \cdot A_r(\text{K}) + 1 \cdot A_r(\text{Mn}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 1 \cdot 39,10 + 1 \cdot 54,94 + 4 \cdot 15,99 = 158,034$$

Според тоа за 0,1 mol KMnO_4 потребно е да се измери следнава маса:

$$m(\text{Mn}) = n(\text{Mn}) \cdot M(\text{MN}) = 0,1 \text{ mol} \cdot 158,034 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 15,8 \text{ g}$$

Определување на емпириската и молекулската формула на едно соединение

Доколку се знае елементарниот состав на едно соединение можеме да ја определиме и неговата емпириска формула. Суштината на овие определувања се состои во претварање на масените проценти на елементите во молови на елементите (бидејќи моловите се пропорционални со бројот на атомите). Масата и бројот на моловите се поврзани со следнава формула:

$$n(A) = \frac{m(A)}{Mr(A)}$$

каде:

n се моловите на соединението, изразена во mol

m е масата на соединението изразена во g

Mr е моларната маса на соединението изразена во $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Пример. Со квантитативна анализа е утврдено дека бензенот има 92,32% C и 7,69% H и дека неговата релативна молекулска маса изнесува 78. Да се определи емпириската и молекулската формула на бензенот.

За јаглерод $n(\text{C}) = m(\text{C})/Mr(\text{C}) = 92,32\text{g}/12\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 7,69\text{ mol}$

За водород $n(\text{H}) = m(\text{H})/Mr(\text{H}) = 7,69\text{g}/1,008\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 7,63\text{ mol}$

т.е. односот на моловите е $n(\text{C}) : n(\text{H}) = 7,69 : 7,63 = 1 : 1$

значи дека емпириската формула на бензенот е **CH**, а вистинската формула на бензенот ја определуваме преку односот на релативните молекулски маси на емпириската и молекулската формула на бензенот:

$Mr(\text{CH}) = 13\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, а на бензенот $Mr(\text{бензен}) = 78\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$Mr(\text{бензен}) : Mr(\text{CH}) = 78 : 13 = 6$

Ако емпириската формула CH се помножи со 6 се добива молекулската (вистинската) формула **C₆H₆**.

Пример. Да се состави емпириската формула на соединението кое содржи 26,7% фосфор (P), 12,1% азот (N) и 61,2% хлор (Cl).

Се бара односот на моловите преку односот на процентните удели на елементите и познатите моларни маси на елементите:

$$n(\text{P}) : n(\text{N}) : n(\text{Cl}) = m(\text{P})/Mr(\text{P}) : m(\text{N})/Mr(\text{N}) : m(\text{Cl})/Mr(\text{Cl}) =$$

$$= 26,7\text{g}/31\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} : 12,1\text{g}/14\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} : 61,2\text{g}/35,45\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,86\text{mol} : 0,86\text{mol} : 1,72\text{mol}$$

или ако поделиме со најмалата вредност добиваме однос на моловите:

$$n(\text{P}) : n(\text{N}) : n(\text{Cl}) = 1 : 1 : 2$$

или формулата на бараното соединението е **PNCl₂**

Задачи за решавање

1. Да се определи емпириската формула на соединението кое содржи само јаглерод и водород и при целосно согорување на 2 g од него се добиваат 4,5 g вода?

Решение: CH_4

2. Да се определи наједноставната формула на соединението што содржи 12,1% натриум, 11,4% бор и 29,4% кислород, а остатокот до 100 е вода?

Решение: $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

3. Колку мола Cu, S, O и H се содржат во 250 грама бакар(II) сулфат пентахидрат?

Решение: 0,4mol Cu, 0,4mol S, 3,6 molO, 4 mol H.

4. Ако 1 грам калциум се сврзува со 0,4 грама O се добива оксид на калциумот. Да се орпедели неговата наједноставна формула.

Решение: CaO

5. Да се определи формулата на соединението во кое на еден масен дел на водород доаѓаат ти масени дела на јаглерод и четири масени дела на кислород. Релативната молекулска маса на соединението изнесува 32.

Решение: CH_3OH

Пресметување на процентниот состав на елементите во нивните соединенија

Од овој тип на пресметки најчесто се користи масениот процент на еден елемент во некое негово соединение, кој претставува бројот на масени единици на елементот во 100 масени единици. Масениот удел го пресметуваме како однос на масите на елементот чиј удел го бараме и масата на соединението:

$$\omega(E) = \frac{m(E)}{m(F)}$$

каде :

w е масениот удел

m е масата на соединението изразена во грамови, g.

Ако пресметуваме во проценти само множиме со 100, односно $w \cdot 100 = \%$

Пример. Да се пресметаат масените проценти на водородот и кислородот во водата:

$$\text{Ar(H)} = 1,008 \quad \text{Ar(O)} = 16,00 \quad \text{Mr(H}_2\text{O)} = 18,016$$

$$\text{За Водород } \%H = \text{Ar(H)} / \text{Mr(H}_2\text{O)} \cdot 100 = 2 \cdot 1,008 / 18,016 \cdot 100 = \mathbf{11,19\%}$$

$$\text{За Кислород } \%O = \text{Ar(O)} / \text{Mr(H}_2\text{O)} \cdot 100 = 16,00 / 18,016 \cdot 100 = \mathbf{88,81\%}$$

Значи масата на водородот во еден мол вода е $2 \cdot 1,008 \text{ g} = 2,016 \text{ g}$ (имаме два атоми на H во H_2O). Масата пак на кислородот во еден мол вода е 16,00 (има само еден атом на O во H_2O). Масата на еден мол на вода е збирот од масите на елементите што ја формираат молекулата:

$$m(\text{H}_2) + m(\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) = 2,016\text{g} + 16,00\text{g} = 18,016\text{g}$$

Тоа се податоци кои произлегуваат од хемиските формули.

Пример. Да се пресметаат масените проценти на сулфур (S), водород (H) и кислород (O) во сулфурната киселина (H_2SO_4).

$$\text{Ar(S)} = 32,00 \quad \text{Ar(H)} = 1,008 \quad \text{Ar(O)} = 16,00 \quad \text{Mr(H}_2\text{SO}_4) = 98,00$$

$$\text{За сулфур } \%S = \text{Ar(S)} / \text{Mr(H}_2\text{SO}_4) \cdot 100 = 32,00 / 98,00 \cdot 100 = \mathbf{32,6\%}$$

$$\text{За водород } \%H = 2 \cdot \text{Ar(H)} / \text{Mr(H}_2\text{SO}_4) \cdot 100 = 2 \cdot 1,008 / 98,00 \cdot 100 = \mathbf{2,04\%}$$

$$\text{За кислород } \%O = 4 \cdot \text{Ar(O)} / \text{Mr(H}_2\text{SO}_4) \cdot 100 = 4 \cdot 16,00 / 98,00 \cdot 100 = \mathbf{65,4\%}$$

Заедничкиот збир на сите проценти мора да биде 100. Односно:

$$32,6\% + 2,04\% + 65,4\% = 100\%$$

Задачи за решавање:

1. Определи го процентниот состав на:
a) HNO_3 b) SO_2 c) FeCl_3 d) NH_4Cl
2. Со целосно согорување на 7,8 грама на бензен (C_6H_6) се добиваат 26,4 g CO_2 и 5,4g H_2O . Определи го процентниот состав на бензенот.

Решение: 7.68% Н и 92,32% С

3. При согорување на 4,8 g Mg се добиваат 8g MgO . Каков е процентниот состав на MgO ?

Решение: 60% Mg и 40% O

4. Со електролиза на вода е добиено 0,5g водород и 4g кислород. Каков е масениот однос на водородот и кислородот во водата и каков е нејзиниот состав изразен во проценти?

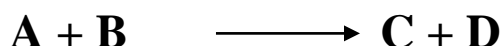
Решение: 88,9% O и 11,1% H

5. Колку сулфурна киселина може да се добие од 1 тон сулфур?

Решение: 3,0625 тони

ХЕМИСКИ РЕАКЦИИ, ХЕМИСКИ РАВЕНКИ, ОКСИДО-РЕДУКЦИСКИ РАВЕНКИ

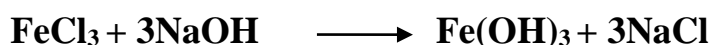
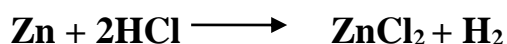
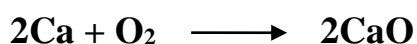
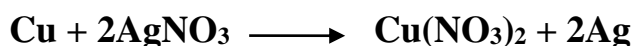
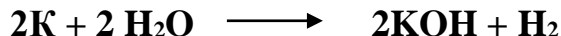
Со *хемиските реакции (промени)* настануваат многу супстанции, кои имаат поинакви својства од својствата на почетните супстанции. Хемиските реакции накусо се прикажуваат со *хемиски равенки*. Притоа на левата страна од хемиската равенка се пишуваат хемиските знаци и формули на супстанциите, кои стапуваат во хемиска реакција т.е. *реактанти*, а на десната страна се пишуваат хемиските знаци и формули на супстанциите, кои настануваат во текот на хемиската реакција т.е. *продукти*.



Реактанти

Продукти

Бидејќи при хемиските реакции не доаѓа ниту до образување ниту до уништување на атомите (*закон за запазување на масите*), тоа значи дека бројот на секој вид атоми од левата страна на хемиската равенка (реактантите) мора да биде ист со бројот на истиот вид атоми од десната страна на равенката (продуктите). Во хемиските равенки тоа се постигнува со нивно израмнување, ставајќи цели броеви пред хемиските знаци и формули. Тие цели броеви се викаат **коефициенти**. Израмнувањето на хемиските равенки се врши на тој начин што се израмнува бројот на ист вид на атоми од двете страни на равенката:

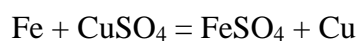


Израмнетите хемиски равенки може да послужат за пресметување на моларните односи во хемиските процеси. Ако се знаат моларните односи, можни се низа пресметки неопходни во индустријата и во лабораториската практика.

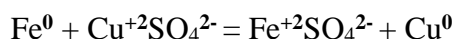
Хемиските процеси во кои доаѓа до промена на оксидациската состојба на реактантите (оксидацискиот број) се нарекуваат оксидо-редукциски процеси, а равенките што ги опишуваат овие процеси се нарекуваат **оксидо-редукциски равенки**. При пишување на равенките на оксидо-редукциските процеси треба прво да се знае кои соединенија ќе се добијат како продукти на реакцијата, да се знаат и оксидациските броеви на секој од елементите и со тоа израмнувањето на оксидо-редукциските равенки се изведува користејќи ги само оние елементи кај кои дошло до промена на оксидацискиот број. Кај елементите кај кои дошло до одавање на електрони, односно се оксидирале - оксидацискиот број се зголемува, а елементите кои ги примиле тие електрони, односно се редуцирале, им се

намалува оксидациониот број. На овој начин се изведува *електронска шема* по која се израмнуваат оксидо-редукциските равенки.

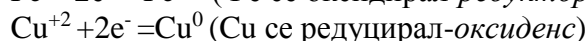
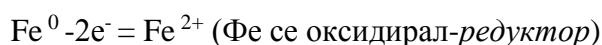
На пример да се земе реакција на раствор од бакар(II) сулфат со струготини од железо. Реакцијата се одвива на следниов начин:



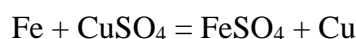
Ако ја напишеме равенката со оксидационите броеви на секој елемент во тој случај добиваме:



Железото се оксидирало и испуштило два електрони, а бакарот примил електрони и се редуцирал. Секој од овие процеси може да се прикаже поодделно и се добива електронска шема за бројот на испуштените и бројот на примените електрони:



Бројот на електроните што ги испушта редукционото средство мора да е еднаков на бројот на електроните што ги прима оксидационото средство, како што е случај со оваа реакција, па може да се запише:



Пример. Да се израмни следнава оксидоредукциска равенка:

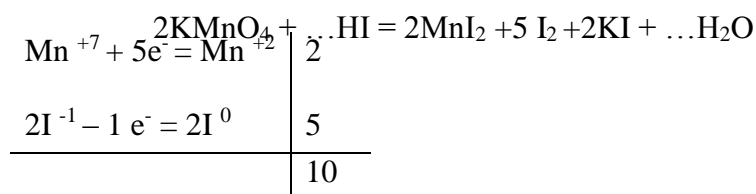


Ги пишуваме оксидационите броеви на елементите за да може да се изведе електронската шема:



Од оксидационите броеви можеме да видиме дека оксидациониот број на манганот се намалил, што значи примил електрони (се редуцирал), а на јодот му се зголемил оксидациониот број односно испуштил електрони (се оксидирал), или шематски може да ги претставиме:

Бројот на испуштените и примените електрони во електронските равенки не е ист па затоа секоја од нив мора да се помножи со број со кој бројот на испуштените и примените електрони би се изедначил. Соодветниот број се определува од најмалиот заеднички содржател од бројот на испуштените и примените електрони. Овде тој број е 10.



Целосно израмнета равенка го добива следниве коефициенти:

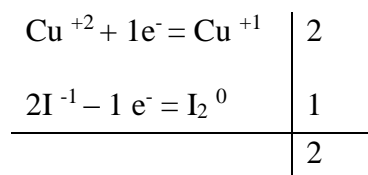


Пример. Да се израмни следнава равенка: $\text{CuSO}_4 + \text{KI} = \text{CuI} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$

Оксидационите броеви на елементите се слениве:



Од равенката гледаме дека бакарот се редуцирал односно примил еден електрон, а јодот оксидирал односно испуштил електрон. Шемата е следнава:



Израмнувањето по електронската шема е следново:



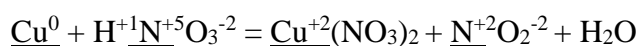
И на крај се изедначуваат и калиумот и сулфатните групи:



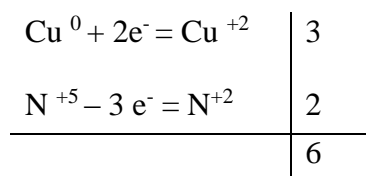
Пример. Да се израмни следнава реакција:



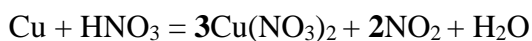
Ги пишуваме оксидационите броеви на елементите во реакцијата:



Бакарот се оксидирал, испуштил два електрони, а азотот се редуцирал, примил три електрони. Се прави електронска шема за определување на стехиометриските коефициенти:



Се означуваат коефициентите добиени од електронската шема, значи 3 пред $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и 2 пред NO_2



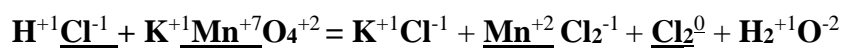
Се изедначуваат останатите елементи и на крај се добива:



Пример. Да се израмни следнава равенка:

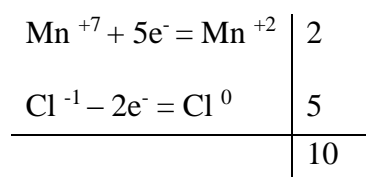


Оксидациските броеви на секој од елементите во реакцијата се:

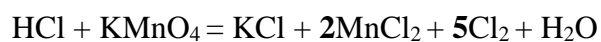


Од изведените оксидациски броеви може да се види кај кои елементи имаме промена на оксидациската состојба и тоа кај хлорот од Cl^{-1} во Cl_2^0 и кај манганот од Mn^{+7} во Mn^{+2} .

Се изведува електронската шема:



Од електронската шема се изведуваат коефициентите:



и на крај се добива :



Вежба бр. _____

(Хемиски равенки, оксидо-редукциски равенки)

1. Да се определи оксидациониот број на :

Mn во: MnO , MnO_2 , KMnO_4 , Mn_2O_3 , $\text{K}_2\text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_7$

N во: NH_3 , NH_4Cl , HNO_3 , NH_2OH , CaCN_2

P во: P_4O_6 , Na_2HPO_4 , POCl_3 , P_2H_4 , $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$

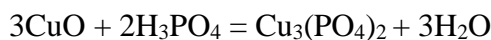
C во: CH_4 , C_2H_4 , C_2H_2 , CO , CO_2 , H_2CO_3

2. Да се израмнат следниве равенки:



Пресметување со помош на хемиски равенки

Пример. Колку грама бакар(II) фосфат, $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$, се добива при дејство на 12,0g бакар(II) оксид, CuO , со фосфорна киселина, H_3PO_4 ?



Од израмнетата равенка може да се постави односот на моловите помеѓу CuO и $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$:

$$m(\text{CuO}) = 12\text{g}$$

$$M_r(\text{CuO}) = 79,54\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2) = 382,77\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$m(\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2) = ?$$

$$n(\text{CuO}) : n(\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2) = 3 : 1$$

$$m(\text{CuO}) / M_r(\text{CuO}) : m(\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2) / M_r(\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2) = 3 : 1$$

$$12\text{g} / 79,54\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} : m(\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2) / 382,77\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 3 : 1$$

$$m(\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2) = 19,2\text{g}$$

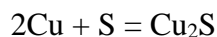
Пример. При загревање на смеса од бакар и сулфур се добива бакар(I) сулфид, Cu_2S . Колку грама од овој сулфид може да се добие ако со 95,31g бакар се загрева 24,09g сулфур?

$$m(\text{Cu}) = 95,31\text{g}$$

$$m(\text{S}) = 24,09\text{g}$$

$$m(\text{Cu}_2\text{S}) = ?$$

Реакцијата се одвива на следниов начин:



Од равенката се гледа дека односот на моловите на бакар и сулфур е:

$$n(\text{Cu}) / n(\text{S}) = 2 : 1 \text{ или } n(\text{Cu}) = 2 \cdot n(\text{S})$$

Да се определи бројот на молови:

$$n(\text{Cu}) = m(\text{Cu}) / M_r(\text{Cu}) = 95,31\text{g} / 63,54\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 1,5\text{ mol земен бакар}$$

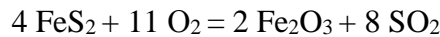
$$n(\text{S}) = m(\text{S}) / M_r(\text{S}) = 24,09\text{g} / 32,1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,75\text{mol земен сулфур}$$

Односот на земени молови е 1,5: 0,75=2:1 и покажува дека реактантите се земени во стехиометриски однос, односно целосно изреагирале, па за масата на Cu_2S се добива од збирот на масите на реактантите, или:

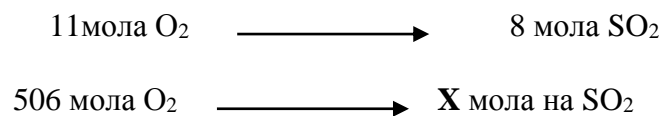
$$m(\text{Cu}_2\text{S}) = m(\text{Cu}) + m(\text{S}) = 95,31\text{g} + 24,09\text{g} = 119,09\text{g}$$

Пример. За добивање на CO_2 кој се користи за производство на H_2SO_4 најчесто се користи пржењето на пиритот, кој е природен минерал на железото. Колку молави ќе се добијат, ако за согорување на пиритот се потрошени 506 мола кислород?

Реакцијата се одвива по следнава хемиска равенка:

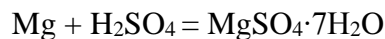


Од израмнетата равенка може да заклучиме дека за добивање на 8 мола SO_2 потребни се 11 мола на O_2 , па користејќи пропорција можеме да пресметаме колку мола на SO_2 ќе се добијат од 506 мола на O_2 :



X = 368 мола на SO_2

Пример. При растварање на магнезиум во сулфурна киселина е добиен 10g магнезиум сулфат хептахидрат. Колкава била масата на магнезиумот? Реакцијата е следнава:



$$m(\text{Mg}) = ?$$

$$m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 10\text{g}$$

$$Mr(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 246,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$Mr(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Односот на моловите е : $n(\text{Mg}) : n(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 1 : 1$ или

$$n(\text{Mg}) = n(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})$$

Ако се замени за од формулата за $n = m/Mr$ се добива:

$$m(\text{Mg}) / Mr(\text{Mg}) = m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) / Mr(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{Mg}) = m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) \cdot Mr(\text{Mg}) / Mr(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{Mg}) = 10\text{g} \cdot 24,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} / 246,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \text{или} \quad \mathbf{m(\text{Mg}) = 0,987\text{g}}$$

Задачи за решавање:

1. Во раствор кој содржи 14,0 g AgNO_3 е додадено 4,83 g CaCl_2 . Да се покаже кое соединение е во вишок и колкав е тој вишок. Да се определи масата на добиениот AgCl .

Решение: вишок е CaCl_2 , 0,2 g, $m(\text{AgCl})=11,8\text{g}$

2. Ако ситни струготини се грејат на воздух настанува оксидација на бакарот до бакар (II) оксид. Колкава маса на бакарни струготини е потребно да се сврзе сиот кислород од 1 m^3 воздух ако густината на воздухот е 0,0012 $\text{g}\cdot\text{cm}^3$ и содржи 23 % кислород?

Решение: 1100 g Cu

3. Тетраетил олово ($\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$), антидетонатор кој се создава во бензинот, се добива според равенката



Колку етил хлорид и NaPb -легура се потребни за добивање на 1 kg тетраетил олово?

Решение: 2846,7 g NaPb и 797,9 g $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$

4. Примерок од тврда вода содржи 0,014 грама калциум сулфат и 0,038 грама магнезиум сулфат во еден литар. Колку натриум карбонат е потребно за потполно таложење на калциумот и магнезиумот од 1 m^3 вода?

Решение: 65 g Na_2CO_3

5. Која супстанца е во вишок ако на 10 грама калциум карбонат се дејствува со 20 ml солна киселина која содржи 38% HCl и има густина од $\rho=1,188 \text{ g/cm}^3$. Колку грама јаглерод диоксид се добива?

Решение: 1,75 g HCl во вишок, 4,4 g CO_2

Вежба бр. _____

1. Во едно соединение е најдено дека 10g водород се врзуваат со 160g сулфур и 240g кислород. Да се напише молекулската формула на соединението на кое молекулската маса е 82?
2. Да се определи наједноставната емпириска формула на јаглеводород што содржи 75% јаглерод 25% водород?
3. Во раствор кој содржи 14,0 g AgNO_3 е додадено 4,83 g CaCl_2 . Да се покаже кое соединение е во вишок и колкав е тој вишок. Да се определи масата на добиениот AgCl ?

РАСТВОРИ

Растворот претставува хомоген систем од две или повеќе компоненти чија релативна содржина се менува во широки граници. Онаа компонента, која е во поголема количина и е во иста агрегатна состојба се означува како *растворувач*, а другите компоненти како *растворени супстанции*.

За квантитативно дефинирање на таков систем се служиме со определување на составот на растворите. Составот на растворите би можел да се дефинира како: количина, маса и волумен на *растворената супстанца* во определена количина, маса и волумен на *растворувачот* или на вкупниот раствор. Значи квантитативното дефинирање на растворот може да се изведе на повеќе начини, и тоа:

- Количинска концентрација,
- Масена концентрација,
- Волуменска концентрација,
- Молалитет (молалност),
- Количински удел,
- Масен удел,
- Волуменски удел.

Концентрација на растворената супстанца или количинска концентрација

Концентрацијата на растворената супстанца претставува однос од количеството на растворената супстанца и волуменот на растворот:

$$c(A) = \frac{n(A)}{V} \quad (\text{mol/m}^3, \text{mol/dm}^3 \text{ или } \text{mol/cm}^3)$$

Пример 1.

Колкава е концентрацијата на раствор што содржи 100g натриум карбонат во 1 dm³ раствор?

Дадено:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3)=100\text{g} \quad V(\text{раствор})=1 \text{ dm}^3$$

Се бара:

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3)=? \quad c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{n(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V}$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = \frac{100\text{g}}{106\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,9434\text{mol}$$

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{n(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V} = \frac{0,9434\text{mol}}{1\text{dm}^3} = 0,9434\text{mol} / \text{dm}^3$$

Масена концентрација

Масената концентрација се дефинира како однос на масата на растворената супстанца и волуменот на на растворот.

$$(\text{kg/m}^3 \text{ и } (\text{g/dm}^3) \quad \gamma(A) = \frac{m(A)}{V}$$

Пример 1.

Да се пресмета колку грама натриум карбонат е потребно за да се приготви 250 cm^3 раствор со масена концентрација од 100 g/dm^3 ?

Дадено:

$$V(r-r) = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$$

$$\gamma(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 100 \text{ g / dm}^3$$

Се бара: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$

$$\gamma(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V(r-r)}$$

Од тука масата ќе биде:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \gamma(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(r-r)$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 100 \text{ g / dm}^3 \cdot 0,25 \text{ dm}^3 = 0,25 \text{ g}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,25 \text{ g}$$

Волуменска конценарција

Волуменската концентрација претставува однос помеѓу волуменот на растворената супстанца и волуменот на растворот

$$\sigma(A) = \frac{V(A)}{V}$$

Пример 1.

Ако се помешаат 30 cm^3 етанол и 70 cm^3 вода колку ќе биде волуменската концентрацијата на добиениот раствор?

Дадено:

$$V(\text{раствор}) = 30\text{cm}^3 + 70\text{cm}^3 = 100\text{cm}^3$$

$$V(\text{etanol}) = 30\text{cm}^3$$

Се бара: $\sigma = ?$

$$\sigma = \frac{V(\text{etanol})}{V(r-r)} \quad \sigma = \frac{30\text{cm}^3}{100\text{cm}^3} = 0,3$$

$$\sigma = 0,3$$

Молалитет или молалност

Се дефинира како однос на количината (број на молови) на растворената супстанца и масата на растворувачот:

$$b(A) = \frac{n(A)}{m(B)} \quad [\text{mol/kg}]$$

Пример 1.

Да се пресмета молалноста на растворот од натриум карбонат (Na_2CO_3) чија концентрација е $c = 1 \text{ mol/dm}^3$ и ако густината на растворот е $\rho = 1,098 \text{ g/cm}^3$.

Додаток: Како што е во условот, ако не е даден волуменот на растворот тогаш сите пресметувања се вршат за волумен од 1 dm^3 .

Прво преку густината ја пресметуваме масата на на растворот (B)

$$m(r-r) = \rho(r-r) \cdot V(r-r) = 1,098\text{g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1098\text{g}$$

Потоа од дадената концентрација се пресметува масата на натриум карбонатаот:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1\text{mol} \cdot 106 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106\text{g}$$

Од разликата на масата на растворот и масата на натриум карбонатот се определува масата на растворувачот:

$$m(B) = 1098\text{g} - 106\text{g} = 992\text{g}$$

Потоа се пресметува молалноста:

$$b(A) = \frac{n(A)}{m(B)} = \frac{1\text{mol}}{0,992\text{kg}} = 1,008\text{mol/kg}$$

Масен удел (w). Процент(%)

Се дефинира како однос на растворената супстанца и вкупната маса на растворот. Масениот удел помножен по 100 ја дава масата на растворената супстанца во 100 грама на раствор, што кратко се означува како процент(%).

$$\omega(A) = \frac{m(A)}{m(r-r)} \quad \omega \cdot 100 = \% \quad \omega = \frac{\%}{100}$$

Пример 1.

Да се пресмета масениот удел на натриум карбонатот во растворот со концентрација $c = 1 \text{ mol/dm}^3$, ако густината на растворот $\rho = 1,098 \text{ g/cm}^3$

Дадено:

$$c(r-r) = 1 \text{ mol/dm}^3 \quad \rho(r-r) = 1,098 \text{ g/cm}^3$$

Се бара:

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$$

Масата на натриум карбонатот во растворот со волумен 1 dm^3 е еднаква на масата на 1 мол натриум карбонат а тоа е:

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g/mol}$$

Масата на растворот е:

$$m(r-r) = \rho(r-r) \cdot V(r-r) = 1,098 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1098 \text{ g}$$

како

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m(r-r)} \text{ на се добива:}$$

$$\text{или } \omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{106 \text{ g}}{1098 \text{ g}} = 0,0965$$

Молски или количински удел

Се дефинира со односот на количината (бројот на моловите) од супстанцата А и збирот од количините (моловите) на сите супстанции во дадената смеса.

$$\chi = \frac{n(A)}{\sum n_i} \quad \chi(A) \cdot 100 = \%(mol)$$

Пример 1.

Да се определи количинскиот удел на 20 грама натриум хлорид (NaCl) во 150 г грама вода.

Решение:

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{20\text{g}}{58,5\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,342\text{mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{150\text{g}}{18\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 8,333\text{mol}$$

$$\chi(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{n(\text{NaCl}) + n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,342\text{mol}}{0,342 + 8,333} = 0,0394$$

Или, за да се изрази во проценти: $0,0394 \cdot 100 = \mathbf{3,94\%}$

Волуменски удел

Се дефинира како однос на волуменот на една компонента и вкупниот волумен на сите компоненти во смесата.

$$\varphi = \frac{V(A)}{\sum V_i} \quad \varphi(A) \cdot 100 = \%$$

Пример 1.

Една гасна смеса содржи 14 волумени на кислород, 10 волумени на јаглерод диоксид и 40 волумени на азот. Да се определи волуменскиот удел на кислородот.

Решение:

$$\varphi(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V(\text{O}_2) + V(\text{CO}_2) + V(\text{N}_2)} = \frac{14}{14 + 10 + 40} = 0,219 \cdot 100\% = 21,9\%$$

Мешање, разредување и концентрирање на раствори

Често при работа во хемиска лабораторија се укажува потреба за приготвување на раствор со определена концентрација со мешање на два или повеќе други раствори со позната концентрација, или пак да се добие раствор со помала концентрација со разредување на поконцентриран раствор.

При разредување или концентрирање на растворите се намалува или зголемува нивната концентрација но количината на растворената супстанца пред и после разредувањето односно концентрирањето останува непроменета. Според тоа мешањето на растворите се одвива според следниве релации:

$$V_1c_1 + V_2c_2 = (V_1 + V_2)c_3 = V_3c_3$$

$$V_1\gamma_1 + V_2\gamma_2 = (V_1 + V_2)\gamma_3 = V_3\gamma_3$$

$$m_1\omega_1 + m_2\omega_2 = (m_1 + m_2)\omega_3 = m_3\omega_3$$

Каде со индекс **1** се означени величините на првиот раствор, со индекс **2** на вториот раствор, а со индекс **3** на третиот раствор (новодобиениот раствор).

Пример 1.

Помешани се 400 ml раствор од HCl со концентрација $c=1\text{mol/dm}^3$ и 300 ml раствор од HCl со концентрација $0,5\text{mol/dm}^3$. Колкава ќе биде концентрацијата на добиениот раствор?

Решение:

Од односот $V_1c_1 + V_2c_2 = (V_1 + V_2)c_3 = V_3c_3$ се определува c_3

$$c_3 = \frac{V_1c_1 + V_2c_2}{V_1 + V_2} = \frac{0,4\text{dm}^3 \cdot 1\text{mol/dm}^3 + 0,3\text{dm}^3 \cdot 0,5\text{mol/dm}^3}{0,4\text{dm}^3 + 0,3\text{dm}^3} = 0,786\text{mol/dm}^3$$

Пример 2.

Да се определи колкав ќе биде масениот удел на KNO_3 во раствор добиен со мешање на 350 грама раствор од KNO_3 со масен удел 0,01 и 200грама раствор од KNO_3 со масен удел од 0,018?

Решение:

Од односот: $m_1\omega_1 + m_2\omega_2 = (m_1 + m_2)\omega_3 = m_3\omega_3$ се определува масениот удел во новодобиениот раствор:

$$\omega = \frac{m_1\omega_1 + m_2\omega_2}{m_1 + m_2} = \frac{350\text{g} \cdot 0,01 + 200\text{g} \cdot 0,018}{350\text{g} + 200\text{g}} = 0,0129 \cdot 100 = 1,29\%$$

Пример 3.

Колкав волумен од 54% раствор на азотна киселина со густина $\rho=1,34 \text{ g/cm}^3$ треба да се додаде кон 1 dm^3 вода за да се добие 5 % раствор?

Решение: Прво се определува масата на растворот од азотна киселина:

$$m_1 \cdot \omega_1 = (m_1 + m_{\text{H}_2\text{O}}) \cdot \omega_3$$

Се зема дека масата на 1 dm^3 вода е еднаква на 1000g, па од тука

$$m_1 \cdot 54\% = (m_1 + 1000\text{g}) \cdot 5\%$$

$$m_1 = 5000/49 = 102,04 \text{ g (за 54\% HNO}_3\text{)}$$

Пресметките за раствори полесно се изведуваат преку нивните волумени, затоа од добиената маса се пресметува волуменот:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{102,4\text{g}}{1,34\text{g/cm}^3} = 76,15\text{cm}^3 \text{ 54\% HNO}_3$$

Пример 4.

Колкав волумен вода треба да се додаде на 300 cm^3 раствор од сулфурна киселина со концентрација $c_1=0,5 \text{ mol/dm}^3$ за да се добие раствор со концентрација $c_3=0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Решение: Според равенката за мешање со вода: $V_1 c_1 = (V_1 + V_{\text{H}_2\text{O}}) c_3 = V_3 c_3$ се определува волуменот на добиениот раствор:

$$0,3 \text{ dm}^3 \cdot 0,5 \text{ mol/dm}^3 = V_3 \cdot 0,1 \text{ mol/dm}^3 \quad V_3 = 1,5 \text{ dm}^3$$

А потоа се определува волуменот на водата што треба да се додаде:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = V_3 - V_1 = 1,5 - 0,3 = 1,2 \text{ dm}^3 = \mathbf{1200 \text{ cm}^3}$$

Задачи за решавање

1. Да се пресмета концентрацијата на фосфорната киселина ако 50 ml раствор содржи 0,1 mol фосфорна киселина?

Решение: $c=2 \text{ mol/dm}^3$

2. Да се пресмета молалноста на 27% раствор на сулфурна киселина со густина $\rho=1,2 \text{ g/cm}^3$?

Решение: $b(\text{H}_2\text{SO}_4)=3,77 \text{ mol/kg}$

3. Во колку вода треба да се растворот 10 грама на MgCl_2 за да се добие раствор $c=0,250 \text{ mol/dm}^3$. Да се пресмета и процентната содржина на MgCl_2 ако се знае дека $\rho=1,02 \text{ g/cm}^3$?

Решение: $V(\text{H}_2\text{O})=197 \text{ cm}^3$, $\omega(\text{MgCl}_2)=2,33\%$

4. Колку милилитри, ml, сулфурна киселина, со густина $\rho=1,8 \text{ g/cm}^3$ и процентна содржина 86,92% треба да се земе за да се приготви 2L раствор со концентрација $c=0,5 \text{ mol/dm}^3$?

Решение: $V(\text{H}_2\text{SO}_4)=62,63 \text{ ml}$

5. Да се пресмета количинска концентрација на растворот од NaCl со $b=0,7$ а $\rho=1,026 \text{ g/cm}^3$?

Решение: $c(\text{NaCl})=0,69 \text{ mol/dm}^3$

6. 100 грама од 60% раствор на сулфурна киселина треба да се концентрира до 90% киселина. Колку вода треба да испари?

Решение: $V(\text{H}_2\text{O})=33,3 \text{ ml}$

7. Колку грама бариум хлорид дихидрат и вода се потребни да се приготви 50 грама раствор на 12% BaCl_2 (сметано на безводна сол)?

Решение: $m(\text{BaCl}_2)=6 \text{ g}$, $m(\text{H}_2\text{O})=43 \text{ g}$

8. Колкави волумени од раствори на сулфурна киселина со концентрација $c_1=1 \text{ mol/dm}^3$ и $c_2=0,05 \text{ mol/dm}^3$ треба да се помешаат за да се добие 500 ml раствор со концентрација $c=0,25 \text{ mol/dm}^3$?

Решение: 105 ml раствор со c_1 и 395 ml раствор со c_2

9. Колку ml азотна киселина со густина $\rho=1,2 \text{ g/cm}^3$ и процентна содржина 32,36% треба да се земе за да се добие 10L раствор со $\gamma=2 \text{ g/dm}^3$?

Решение: $V=51,5 \text{ ml}$

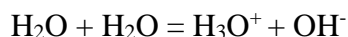
10. Каква е количинската и масената концентрација на раствор од сулфурна киселина ако за неутрализација на 10 ml од тој раствор е потребно 20 ml раствор од чија концентрација е $c=0,2 \text{ mol/dm}^3$?

Решение: $c=0,2 \text{ mol/dm}^3$, $\gamma=20 \text{ g/dm}^3$

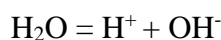
Концентрација на водородните јони и рН на растворот. Јонски производ на водата

Концентрацијата на водородните јони е определена со бројот молеви од H^+ -јони во еден литар раствор, а негативниот декаден логаритам од оваа концентрација е рН. Јонскиот производ на водата претставува производ од концентрација на H^+ -јоните и концентрација на OH^- -јоните во раствор.

При дисоцијацијата на водата се добива:



Но општо е прифатено дека дисоцијацијата на водата настанува на следниов начин:



Ако на оваа равенка се примени законот за дејство на масите се добива следниов израз:

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

каде

$[H^+]$ е концентрација на дисоцирани водородни јони;

$[OH^-]$ е концентрација на дисоцирани хидроксилни јони;

$[H_2O]$ е концентрација на нејонизирани молекули на вода;

K е константа на јонизација.

Константата на јонизација K при $25^\circ C$, изнесува $1,8 \cdot 10^{-16} \text{ mol/dm}^3$ укажува дека водата многу малку се јонизирала на оваа температура, од што произлегува дека концентрацијата на нејонизирани молекули на водата, во споредба со концентрацијата на водородните и хидроксилните јони е многу голема и може да се земе дека е еднаква на вкупната концентрација на водата. Концентрацијата на водородните јони се пресметува според следново равенство:

$$[H_2O] = \frac{\rho}{M} = \frac{997 \text{ g/cm}^3}{18 \text{ g/mol}} = 55,3 \text{ mol/dm}^3$$

Каде:

ρ -е густина на вода на 1000ml (1L) вода при $25^\circ C$

M -е моларната маса на водата

Бидејќи концентрацијата на нејонизирани молекули е многу голема и може да се смета за константна величина, во тој случај горниот израз ќе добие нова форма:

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K \cdot [H_2O]$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ mol/dm}^3 \cdot 55,3 \text{ mol/dm}^3 = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

каде производ од две константи големини дава нова константа, позната под името **јонски производ на водата**.

Со експеримент е најдено дека на 25°C, концентрацијата на водородните и хидроксилните јони е еднаков, $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$, па за јонскиот производ на водата се добива дека:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 = 10^{-14} \text{ mol}^2 / \text{dm}^6$$

При дисоцијацијата на еден молекул на вода се добива еден водороден јон и еден хидроксилен јон. Тоа значи дека во чистата вода концентрацијата на водородните јони е еднаква на хидроксилните јони. Ако концентрацијата на водородните јони е поголема од $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ ($10^{-6}, 10^{-5}, 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$) растворот е кисел. Растворите со концентрација на водородните јони помала од $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ (на пример, $10^{-8}, 10^{-9}, 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$) имаат базен (алкален) карактер. Искажувањето на киселоста или базноста на средината со бројки што имаат негативен показател е незгодно и непрактично. Затоа, многу често изразувањето на концентрацијата на водородните јони е со **водородниот показател, pH**. Водородниот показател претставува негативен декаден логаритам од концентрацијата на водородните јони:

$$pH = \frac{-\log c(H^+)}{\text{mol/dm}^3} \quad \text{или} \quad pOH = \frac{\log c(OH^-)}{\text{mol/dm}^3}$$

$$pK_w = -\log K_w = \frac{\log 10^{-14} \text{ mol}^2 / \text{dm}^6}{\text{mol}^2 / \text{dm}^6} = 14$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

$$pH = pOH = 7$$

Според тоа, карактеристичните вредности за различните средини искажани преку pH вредности, се:

pH < 7 кисела средина

pH = 7 неутрална средина

pH > 7 базна (алкална) средина

Познавањето на вредноста на pH е од големо значење при извршувањето на реакциите во раствори. Многу реакции течат само при определени вредности на pH. Ако се промени pH-вредноста, таквите реакции или не течат, или се вршат на сосема друг начин. Исто така, pH игра улога и при одвивањето на многу биолошки процеси во живите организми. Многу течности и материи имаат карактеристична pH-вредност: на пример крв - 7,4; вино - 3,5; Млеко - 6,4; песклива почва - 5 до 6; варовита почва од 7 до 8 и.т.н. Приносот на растенијата зависи од pH- вредноста на почвата на кое се одгледуваат, па затоа за постигнување на потребната pH - вредност се додаваат соодветни супстанции (регулатори на pH).

pH скала



Пуфери

Многу хемиски реакции се одвиваат само при константна pH. За да pH вредноста остане константна се користат пуфери. **Пуферите или уште познати како регулатори, се смеса од слаби киселини и нивни соли со јаки бази или слаби бази и нивните соли со јаки киселини, кои имаат способност да ја одржуваат pH вредноста на растворот константна при додавање одредена количина на јака киселина или база или при разблажување на растворот.**

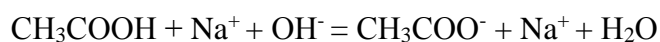
Во раствор на пуфер кој содржи слаба киселина **HA** и нејзина сол со јака база **MeA** доаѓа до сузбивање на дисоцијацијата на слабата киселина HA заради дејството на заедничкиот јон A- кој настанува со целосна дисоцијација на солта MeA. Пример за ваков пуфер е ацетатниот пуфер кој се состои од **CH₃COOH** и **CH₃COONa**. Дисоцијацијата на компонентите на пуферот настанува на следниов начин:



Ако во овој пуфер се додаде некоја киселина, на пример HCl, која е јака киселина, во тој случај како активна компонента на ацетатниот пуферен систем ќе биде CH₃COONa. Притоа, меѓу додадената киселина и активната компонента ќе настане следнава реакција:



Слободните ацетатни јони реагираат со H⁺ јоните од додадената киселина, при што се добива слабо јонизирана оцетна киселина CH₃COOH, а на тој начин од растворот се отстрануваат додадените H⁺ јони и нема да дојде до промена на pH вредноста на растворот. Ако во овој пуферен систем се додаде некоја база, на пример NaOH, активната компонента на овој пуфер ќе биде оцетната киселина CH₃COOH:



Слабата оцетна киселина со постепена јонизација ослободува H⁺ јони, кои притоа ги неутрализираат OH⁻ јоните од додадената база. Притоа, pH на растворот не се менува се дотогаш додека не се потроши целата оцетна киселина, а понатаму со додавање на базата, алкалноста на растворот ќе се зголемува.

Пример. Ако во воден раствор на ацетатен пуфер, компонентите се со концентрација $c=0,1 \text{ mol/dm}^3$ за CH_3COOH и $c=0,1 \text{ mol/dm}^3$ за CH_3COONa . Да се пресмета pH на овој пуфер.

Константата на јонизација на оцетната киселина K при 25°C изнесува $K=1,76 \cdot 10^{-5}$. Ако концентрацијата на Na^+ јоните ја занемариме, кои практично и не учествуваат во реакцијата, равенката го добива следниов изглед:

$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Од овде концентрацијата на водородните јони ќе биде:

$$[\text{H}^+] = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \cdot K_{\text{CH}_3\text{COOH}}$$

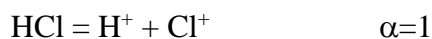
Ако горните вредности за оцетната киселина, ацетатните јони и за $K_{\text{CH}_3\text{COOH}}$ се заменат, ќе се добие вредноста за концентрацијата на H^+ јоните а со тоа и вредноста за pH:

$$[\text{H}^+] = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \cdot K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{0,1 \text{ mol/dm}^3}{0,1 \text{ mol/dm}^3} \cdot 1,76 \cdot 10^{-5} = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+] = -\log_{10} 1,76 \cdot 10^{-5} = 4,75$$

Пример. Колкава е концентрацијата на водородните и колкав е pH на растворот од HCl со $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ (ако дисоцијацијата е целосна)?

Решение:



$$c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$c(\text{H}^+) = \alpha \cdot c(\text{HCl}) = 1 \cdot 0,1 \text{ mol/dm}^3 = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+) = \frac{\log 10^{-1} \text{ mol/dm}^3}{\text{mol/dm}^3} = 1$$

Пример. Воден раствор на некој електролит содржи $1,53 \cdot 10^{-8} \text{ g}$ (OH^- јони) во 1 dm^3 . Колку изнесува pH на растворот?

Решение:

Прво се пресметува концентрацијата на OH^- јоните:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,53 \cdot 10^{-8} \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 9 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \quad c(\text{OH}^-) = \frac{n}{V} = \frac{9,00 \cdot 10^{-10} \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 9,00 \text{ mol/dm}^3$$

Потоа се наоѓа концентрацијата на водородните јони:

$$K_w = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 / \text{dm}^6$$

$$c(\text{H}^+) = \frac{K_w}{c(\text{OH}^-)} = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 / \text{dm}^6}{9 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3} = 1,11 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

И на крај се пресметува вредноста на pH :

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+) = \frac{\log 10^{-1} \text{ mol/dm}^{-3}}{\text{mol/dm}^{-3}} = 5$$

Задачи за решавање:

1. Да се определи $c(\text{H}^+)$ и $c(\text{OH}^-)$ на растворот со $\text{pH}=3,42$.

$$\text{Решение: } c(\text{H}^+) = 3,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3, c(\text{OH}^-) = 2,63 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$$

2. Колкав волумен раствор од NaOH со концентрација $c=4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$ е потребен за неутрализација на 50 cm^3 раствор на сулфурна киселина со $\text{pH}=2$ ако се претпостави дека дисоцијацијата на сулфурната киселина е целосна?

$$\text{Решение: } V=12,5 \text{ cm}^3$$

3. Колкав е бројот на H^+ и OH^- јоните во 10 cm^3 раствор со $\text{pH}=8,0$?

$$\text{Решение: } 6,02 \cdot 10^{-13} \text{ јони } (\text{H}^+) \text{ и } 6,02 \cdot 10^{-15} \text{ јони } (\text{OH}^-)$$

4. Ако во некој раствор има $3,0 \cdot 10^{-5} \text{ g}$ H^+ јони во 1 dm^3 , колкав ќе биде pH на растворот?

$$\text{Решение: } \text{pH}=4,52$$

5. Колку ml $20\% \text{ HCl}$ со густина $\rho=1,1$ треба да се земе за да се приготви 10 L раствор со $\text{pH}=2$, ако е $\alpha=1$?

$$\text{Решение: } 16,59 \text{ cm}^3$$

Вежба бр. _____

1. Колку раствор cm^3 од натриум карбонат, Na_2CO_3 со масен удел 10% и густина $\rho=1,10 \text{ g/cm}^3$ се потребни за приготвување на 500 cm^3 раствор со концентрација $c=0,1$?

2. Колкава е концентрацијата (c) на 36,5% HCl со густина $\rho=1,18 \text{ g/cm}^3$?

3. Колку вода треба да се додаде во 3L 20% HCl со $\rho=1,10 \text{ g/cm}^3$ за да се добие 12% киселина?

4. pH на растворот е 5,3. Колкава е концентрацијата на H^+ и OH^- јоните во растворот?

РАБОТА ВО ХЕМИСКА ЛАБОРАТОРИЈА

Хемиската лабораторија претставува специјално опремена просторија за изведување на различни хемиски постапки. Таа треба да биде пространа, добро осветлена и со можност за проветрување. Во хемиската лабораторија се поставени специјални лабораториски маси со полици за хемикалии и шкафови за лабораториски прибор. На секое работно место на лабораториската маса поставени се доводи за струја, гас, за загревање на вода. На краевите од лабораториската маса се наоѓаат корпи за отпадоци, а на полиците шишиња со дестилирана вода. За загревање, или при користење на испарливи и отровни реагенси се работи во дигестор, специјална комора која е поврзана со систем за вентилација.

Правила на работа во хемиска лабораторија

При работа во хемиска лабораторија неопходно е да се придржува до точно одредени општи правила на работа и однесување во хемиска лабораторија:

1. Во лабораторијата задолжително е носење на работен мантил;
2. Во лабораторијата не смее да се внесува храна и пијалоци;
3. Вежбите се изведуваат индивидуално во тишина при максимална концентрација, без да се смета на останатите студенти, со што добро би се совладале предвидените теми за работа;
4. За секоја задача (предвидена вежба) треба да има претходна теоретска подготовка за експериментот и запознавање со упатствата и редоследот на извршувањето на задачите;
5. Припрема на потребниот прибор за работа за предвидениот експеримент;
6. Запознавање со мерките на претпазливост при изведувањето на експериментот и со опасностите од користењето на одредени супстанции;
7. Експериментите при кои се користат отровни супстанции се изведуваат во дигестор;
8. При загревање на отворот на епруветата секогаш треба да биде насочен во правец каде нема луѓе;
9. Секое истурање на одредена хемикалија, кршење на стаклен прибор и слично да се пријави кај лаборантот;
10. По завршувањето на работата во хемиската лабораторија се расчистува работното место и задолжително миење на рацете.

Хемиските реагенси и правила на употреба

Според својата примена хемиските реагенси се делат на *општи и специјални*. Општите реагенси се раствори на киселини, бази, соли, а во нашите лаборатории за неорганска хемија тие стојат на полиците на работните маси. Специјални реагенси се такви реагенси кои не се користат често, односно се користат само при некои експерименти. Тие стојат на посебни шкафови во лабораториите.

Во однос на чистотата т.е. квалитетот на реагенсите, при изведување на лабораториските вежби се користат *технички чисти реагенси* кои се означуваат со ознака (techn.), чисти реагенси со ознака (pur.) и чисти реагенси со ознака (p.a.). Освен овие има и реагенси со повисока чистота како (puriss) и (pur.spec.).

Во однос на агрегатната состојба, реагенсите кои се користат можат да бидат во цврста и течна агрегатна состојба. Реагенсите се чуваат во стаклени,

пластични садови добро затворени со стаклени, пластични или гумени затварачи. На секој сад мора да има етикета на која е напишано името или формулите на соединението што се наоѓа во шишето, а ако е раствор на етикетата мора да има податоци за квантитативниот состав на растворот. Секоја лабораторија на секоја ризична супстанца е обележана предупредувачка ознака за типот на опасноста од истата, со цел да се внимава како се користи супстанцијата. Еве некои ознаки со опасностите што ги означуваат:

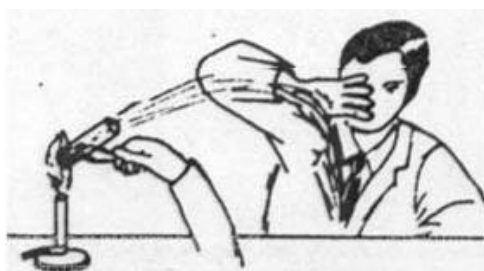


При работа со реагенси мора да се почитуваат следниве правила:

1. Реагенсите секогаш се земаат внимателно, во мали порции. Течните реагенси се сипуваат во тенок млаз, спротивно од страната на која е залепена етикетата или одреден волумен се пипетира со чиста пипета.
2. Цврстите супстанции се земаат со пластични или метални одмерни лажици, кои треба да бидат чисти и суви.
3. Реагенсите не смеат да се загадуваат односно онечистуваат, што настанува заради промена на затварачот на шишето во кое се чува реагенсот, земање со нечиста лажица или пипета.
4. Ако реагенсот се зема во поголемо количество од потребното, остатокот после работа не смее да се враќа во шишето.
5. При изведувањето на хемиски експерименти може да дојде до различни незгоди. Затоа секој студент мора да почитува определени правила и мерки на претпазливост при работата како што се:
6. Пред почетокот на работата студентот мора да знае каков експеримент ќе изведува, кои и какви реагенси ќе користи (се мисли на запаливи, отровни, корозивни, експлозивни и сл.) и во зависност од тоа какви мерки на претпазливост треба а превземе.
7. Сите експерименти при кои се користат и се ослободуваат отровни, запаливи и лесно испарливи супстанции и гасови со непријатна миризба задолжително се изведуваат во дигестор со вклучена вентилација и спуштена преграда.
8. Реагенсите никогаш не се допираат директно со раце.

9. При загревање на некоја течност во епрувета, отворот на епруветата не смее да биде свртено кон лицето што загрева ниту кон некое друго лице во лабораторијата.
10. Сите операции со лесно запаливи течности сеизведуваат што подалеку од отворен пламен.
11. Посебно внимание треба да се обрне при мешање на концентрирани раствори од киселина и база, затоа што овие реакции се егзотермни, па може да дојде до нагло вриење и прскање на течноста. Затоа садот во кој што се врши мешањето на треба постојано да се лади, а растворите да се додаваат во мали порции со постојано мешање.
12. Разредувањето на концентрираните киселини (како што е на пример сулфурната киселина) е силно егзотермен процес, па затоа не смее да се става вода во киселината туку киселината се сипува во многу мали порции и со мешање во сад со вода.
13. Електричните апарати не смеат да се вклучуваат и исклучуваат со мокри раце.
14. По завршувањето со работата мора да се провери дали сите доводи за гас, вода, и струја се исклучени.

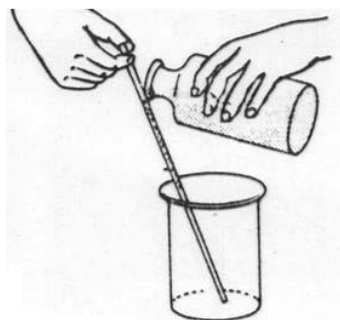
Еве некои операции кои се изведуваат во хемиска лабораторија за кои секој треба да биде многу внимателен:



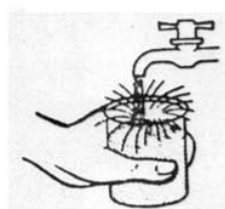
Неправилно загревање на епрувета



Неправилно стоене над смеса која бурно реагира



правилно разредување на концентрирана киселина со внимателно додавање по стаклено стапче во чаша со вода



неправилно разредување на концентрирана киселина

Основен лабораториски прибор

За изведување на хемиски реакции односно операции се употребува разновиден лабораториски прибор. Основниот лабораториски прибор може да биде направен од стакло, порцелан, метал, дрво, пластика и слично.

Стаклениот лабораториски прибор.

Стаклениот лабораториски прибор е најчесто употребуваниот лабораториски прибор. Стаклените садови што се употребуваат во лабораторија се изработени од специјален вид на стакло кое е отпорно на високи температури, нагли температурни промени и разни хемиски реагенси. Најчесто употребувани стаклени садови се:

Епрувети. Тие се тесни цилиндрични стаклени садови со сферно дно кои ги има во различна големина. Епруветите се користат за изведување на хемиските реакции со помали количества на реактантите.

Лабораториски чаши. Тие се стаклени цилиндрични садови со горниот раб извлечени во клун и со изгравирана скала за приближно одмерување на волуменот од некоја течност. Може да се сретнат со различна големина, а се користат и за изведување на хемиски реакции, за растварање на одредени реагенси, собирање на филтратот при филтрирање, за загревање и слично.

Стаклена прачка. Стаклените прачки се користат при филтрирањето и при мешање за растварање на супстанциите.

Саатно стакло. Ова е стаклен округол сад на средината вдлабнат. Се користи при кристализација при обична температура (испарување до суво), за вагање на супстанции.

Лабораториски инки. Овие садови се користат за филтрирање и за префрлање на течности од еден во друг сад.

Одделителни инки. Ова се крушковидни по форма стаклени садови, чиј долен дел е издолжен во цевка на која се наоѓа славина. Одделителната инка се користи раздвојување на две течности, што не се мешаат.

Одмерни колби. Одмерните колби се стаклени, тркалести или крушовидни садови, со рамно дно и издолжен врат. Издолжениот врат има кружна црта до која треба да се наполни колбата за да точно се одмери определен волумен. Колбите се затвараат со шлифуван затварач. Најчесто се употребуваат одмерни колби со волумен од 25 ml до 1000 ml. Волуменот што го завзема колбата е обележан на широкиот дел изразен во сантиметри кубни (милилитри), а под него е обележана температурата на која се работи. Одмерните колби служат за приготвување раствори со определена концентрација. Растворите што се приготвуваат во нив не треба да се чуваат долго време, не треба да се загреваат ниту да се одвиваат во нив некакви хемиски реакции, за да не дојде до оштетување на сидовите на колбата.

Пипети. Пипетите служат за одмерување на точно одреден волумен и префрлување на раствор од еден во друг сад. Тие можат да бидат два вида: по

Mohr (трбушести) и градуирани. За тожно одреден волумен се употребуваат пипетите по Mohr. Овие се стаклени цевки кои на средината се проширени, а на долниот крај се стеснети до капиларата. На горниот дел на проширувањето има обележано една црта до која се одмерува точниот волумен, а на проширениот дел е обележан број кој го означува тој волумен во милилитри. Пипетите се направени за пипетирање на 5, 10, 20, 25, и 50 ml волумен.

Градуираните пипети претставуваат цилиндрични садови кои на горниот дел се потесни, а на долниот дел се стеснети до капиларата. По должината овие пипети се градуирани и тоа најчесто на 1ml или десети дел од милилитарот (0,1 ml). Постојат и пипети од 1-2 ml, направени од тесна цевка, калибрирани на десетинки и стотинки од милилитарот. Тие пипети се означуваат и како *микропипети*.

При работење со пипетите, тие треба да бидат совршено чисти, измиени и исплакнати со дестилирана вода. Пред да се отпипетира одредениот волумен од соодветниот раствор, пожелно е пипетата да се исплакне и со самиот раствор. Меѓутоа денес се повеќе се користат **автоматските пипети** за одмерување на точно одреден волумен.

Бирети. Биретите се долги стаклени цевки по должината се калибрирани на ml и десетина од милилитар (0,1 ml). На долниот крај завршуваат со чеп со помош на кој се врши титрирањето. Постојат и такви бирети кои на долниот крај наместо чеп имаат стеснување кое преку гумено црево е повзано со капиларна цевка. На гуменото црево се наоѓа (меѓу биретата и капиларата) штиталка или стаклено топче кои ја регулираат титрацијата. Најчесто се употребуваат бирети од 25 или 50 ml.

Биретите кои мал волумен од 100 ml се поделени на 0,2 ml, а биретите со волумен од 10 ml и помалку (микробирети) се поделени на стоти дел од милилитарот и се снабдени со специјални додатни делови за нивно полнење со раствор. Биретите кои се употребуваат во лабораториите, најчесто се поделени според Mohr и Schelbach. Моровата бирета е обично направена од бело стакло, а биретата по Schelbach по должината на спротивната страна од поделокот има широка млечно бела лента во чија средина поминува потенка темносина лента. Површината на течноста која се наоѓа во биретата, а обично се означува како менискус, има различен изглед во двете бирети и при отчитувањето треба да се води сметка. Читањето на потрешениот волумен од растворот за титрација кај биретите по Mohr станува најчесто кога зад биретата на спротивната страна од поделокот се става бела хартија во висина на менискусот при што тој појасно се гледа, а се отчитува онаа црта која го допира (тангира) менискусот. Вакво читање важи за безбојни раствори, а отчитувањето на обоените раствори (на пример: J_2 , KMnO_4) станува на линијата што се поклопува со горната граница. Кај биретите според Schelbach кога го гледаме менискусот заради прекршување на светлината, ни се чини дека сината лента формира два конуса кои се допираат со врвовите. Кај овие бирети се отчитува цртата која поминува токму преку нивните врвови. И овде како и кај пипетите треба да се обрне внимание при читањето, така течноста треба да биде во висина на очите, во спротивно, отчитувањето, а со тоа и одмерувањето, нема да биде точно.

Градуирани цилиндри или мензури. Тоа се стаклени цилиндри градуирани на цели милилитри по должината. Кај поголемите мензури поделата е уште погруба, додека кај оние малите, на пример од 5 до 10ml, имаат деланија дури и на десетини од милилитарот. Градуираните цилиндри - мензури служат за приближно или грубо одмерување на волуменот на разни течности.

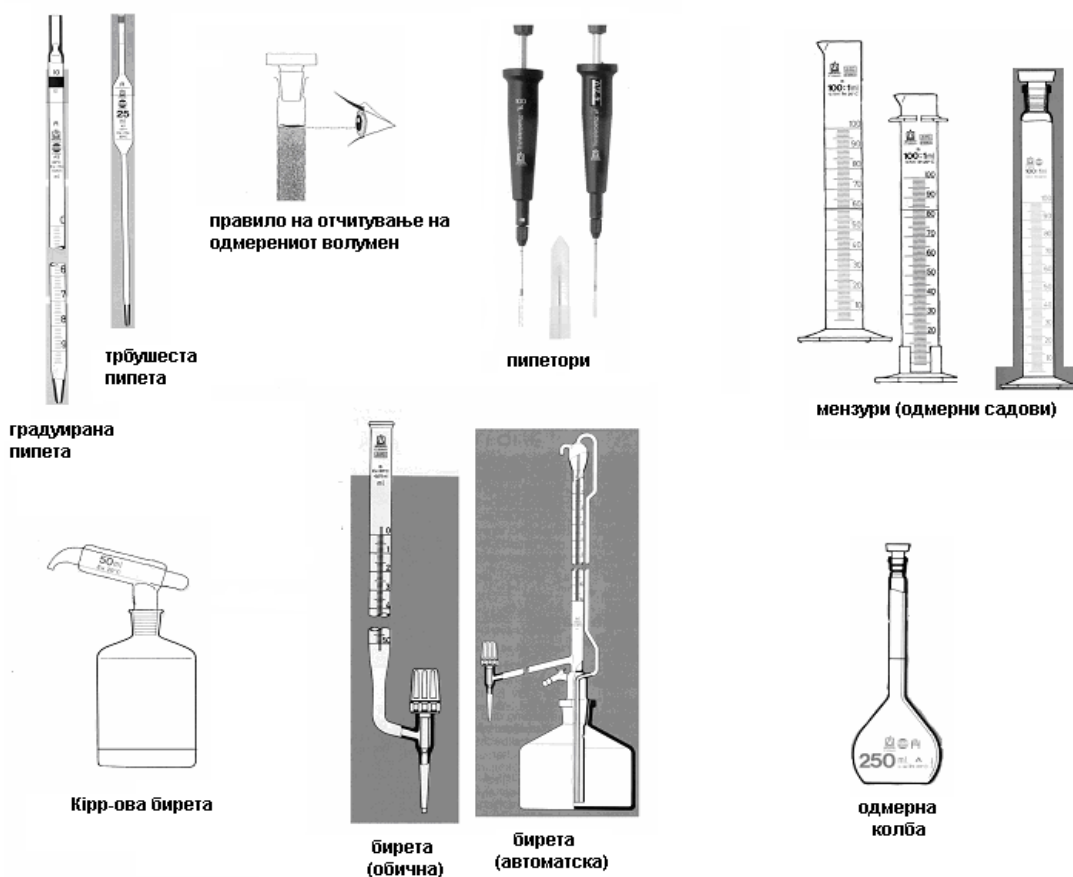
Ерленмаери. Ерленмаерите во волуметрискиот анализа се користат за поставување на раствор кој што треба да се титрира. Можат да бидат со различен волумен, но најчесто се користат ерленмаери од 250 ml, отворот може да биде со потесно и пошироко грло.

Кондензатори (ладила). При органските реакции најчесто е потребно загревање на реакционите компоненти, почесто во органски растворувачи (кои се лено испарливи супстанции), за да не можат да испарат од реакциониот сад, на садот вертикално се поставува кондензатор на чии ладни површини настанатата пареа се кондензира и се враќа во реакционата смеса. Ваквото ладило се нарекува повратно ладило и во него пареата се лади со проточна вода околу цевката.

Ексикатор. Ексикаторите се стаклени садови односно комори со контролирана сува атмосфера, а се користи за ослободување на влагата од одредена супстанца.

Ареометри. Тие се употребуваат за мерење на густината на течни супстанции и раствори. Се среќаваат во форма на стаклени цевки проширени на долниот дел, во кој се наоѓаат оловни топчиња со точно определена маса, а на горниот дел се наоѓа скала со вредности за густината. Можат да бидат баждарени за различни интервали на густината за определена температура, затоа при мерење на густината на одредена течност мерењето мора да се одвива на температура на која е баждарен ареометарот (најчесто тоа е собна температура).

Термометри. Се користат за мерење на температурата на растварање, температура на топење, на вриење и т.н. Најчесто се употребуваат живините термометри, кои може да бидат избаждарени за мерење на различни температурни интервали.

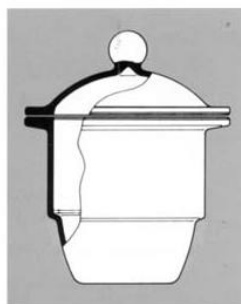




колба со рамно дно



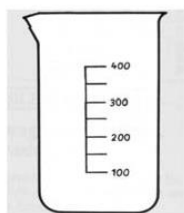
колба со округ. дно



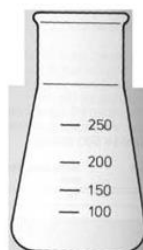
Ексикатор



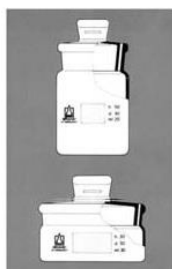
Ладило



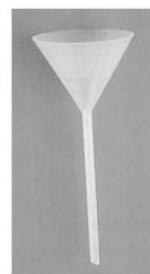
Лабораториска чаша



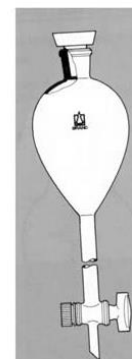
Ерленмаер



садчиња за вагање



инка



Оделителна инка

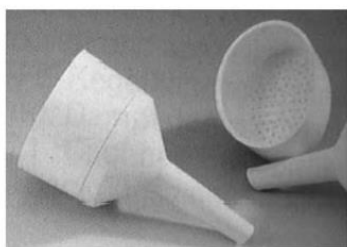
Порцелански лабораториски прибор

Порцеланскиот прибор е направен од специјален порцелан отпорен на висока температура и погоден за загревање и жарење. Најчесто користени порцелански садови се

Порцеланско садче (здела). Се користи за испарување на помали количество раствор, за топење на супстанции, собирање на филтрат, изведување на хемиски реакции. Може да биде во различни големини и најчесто е со клунче за одлив.

Аванче со толчник. Се порцелански садови со дебели ѕидови кои се користат за дробење и ситнење на цврсти супстанции.

Порцеланско лонче. Се користи за топење и жарење на разни супстанции. Лончињата може да бидат во различни големини, со или без капак.

Buchner-ова
инкапорцелански аван со
толчник

порцеланско лонче



порцеланска здела

Метален лабораториски прибор.

Најчесто металниот прибор служи како помошен лабораториски прибор, но е неопходен за работа во секоја лабораторија. Во овој прибор спаѓаат:

Метални стативи. Се користат за прицврстување на садовите и приборот или при склопување на апаратурата. За оваа цел се користат и клеми, муфи и метални прстени.

Триножник со азбестна мрежа. Најчесто се користи при загревање со пламеник, односно садот кој што се загрева се става врз азбестната мрежа која има функција да го ублажи загревањето и да го спречи пукањето на стаклените садови. Кога се врши жарење на некоја супстанца, се вади азбестната мрежа а на триножникот се става триаголник за жарење.

Лажница за согорување. Лажичката за согорување се користи за согорување на некоја цврста супстанца, директно на отворен пламен.

Метална машинка. Се користи за држење и пренесување на помали загреани садови, за издвојување и пренесување на некои парчиња супстанца.

Пинцета. Се користи за држење и пренесување на помали загреани садови, за издвојување и пренесување на некои парчиња супстанца (гранули од метал, крупни кристали, магнезиумова лента, лакмусова хартија).

Шпатула. Се користи за земање на мали количества цврсти супстанции. Денес многу често шпатулите се изработуваат и од пластика.

Дрвен лабораториски прибор.

Дрвениот прибор се поретко се сретнува во лабораториите. Како и металниот лабораториски прибор и овој прибор спаѓа во помошен лабораториски прибор. Денес сеуште се користат единствено дрвените штипки кои служат за држење на епруветите при краткотрајно загревање на отворен пламен.

Во последно време во лабораториите се повеќе се користи лабораториски прибор направен од специјални видови пластика.

Одржување и миеење на лабораторискиот прибор

Лабораторискиот прибор, после употребата треба да се исчисти. Ако садот не е многу онечистен најнапред се празни од супстанцата која се наоѓа во садот, а потоа се мие со обична вода и детергент со помош на специјални четки за таа намена. На крајот садот задолжително се промива со дестилирана вода. При отстранување на неорганските супстанции од лабораториските садови се користат неоргански киселини, а за органските супстанции се користат различни органски растворувачи. За темелно чистење на извалканите садови се користи хром-сулфурна киселина, со која треба да се работи многу внимателно.

Основни операции во хемиска лабораторија

Загревање

Загревањето е една од најчесто применуваните операции во лабораториската практика. Во лабораториите се користи следниов прибор за загревање

- ✓ Гасни пламеници и шпиртни ламби
- ✓ Бањи (водена, песочна, маслена)
- ✓ Електрични греачи (решоа, грејни облоги, печки, сушница)

Во хемиската лабораторија при изведувањето на лабораториските вежби за студенти како средства за загревање се користат гасните пламеници, водените бањи и електричните решоа.

Гасните пламеници се употребуваат ако во лабораторијата има довод за гас за согорување. Се користат два типа на гасни пламеници и тоа: Bunsen-ов пламеник и Teclu-ов пламеник. Принципот на работа на обете греалки е ист, со славината за доводот за гас греалката се поврзува со гумено црево. Најнапред се отвара вентилот за довод за гас, а потоа и вентилот за довод на гас на пламеникот. Потоа гасот се пали на горниот отвор од цевката. Секогаш треба да се има предвид дека гасот што се користи во лабораторијата е многу отровен а продуктите на неговото согорување не се отровни. Затоа гасот не смее да се испушта во лабораторијата без да согорува. Славините за довод на гасот кога не се врши загревање треба да бидат добро затворени. Кога се загрева, гасот мора веднаш да се запали, а по завршувањето на работата вентилот добро да се затвори.



Водена бања се користи за подолго рамномерно загревање на супстанциите на точно одредена температура. Таа претставува метален сад на горната страна затворен со неколку концентрични прстени. Во садот, до $\frac{2}{3}$ од неговиот волумен се полни вода која се загрева со греачите што се наоѓаат во внатрешниот дел на бањата.

Електрично решо често се користи за различни загревања, испарувања, топења на супстанции и слично. Обично се користат решоа со вградена регулација на температурата.

Сушење

Сушењето на супстанциите може да се врши на собна температура или на покачена температура во сушници. Оваа апаратура се користи за сушење на супстанции стабилни на покачена температура и сушење на лабораториски садови. Сушниците имаат вградена температурна регулација, што овозможува сушење на точно одредена температура и тоа во интервал од 20-220 °C.

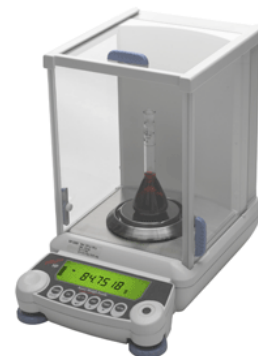
Мерење на маса

Мерењето со вага претставува процес при кој се мери масата на некоја супстанција или тело. За таа цел се користат различни видови ваги во зависност од максималното оптеретување. При употреба на аналитичка вага важно е да се запазуваат следнива правила:

- На почетокот на секое мерење мора да се провери односно одреди нултата точка на неоптоварена вага;

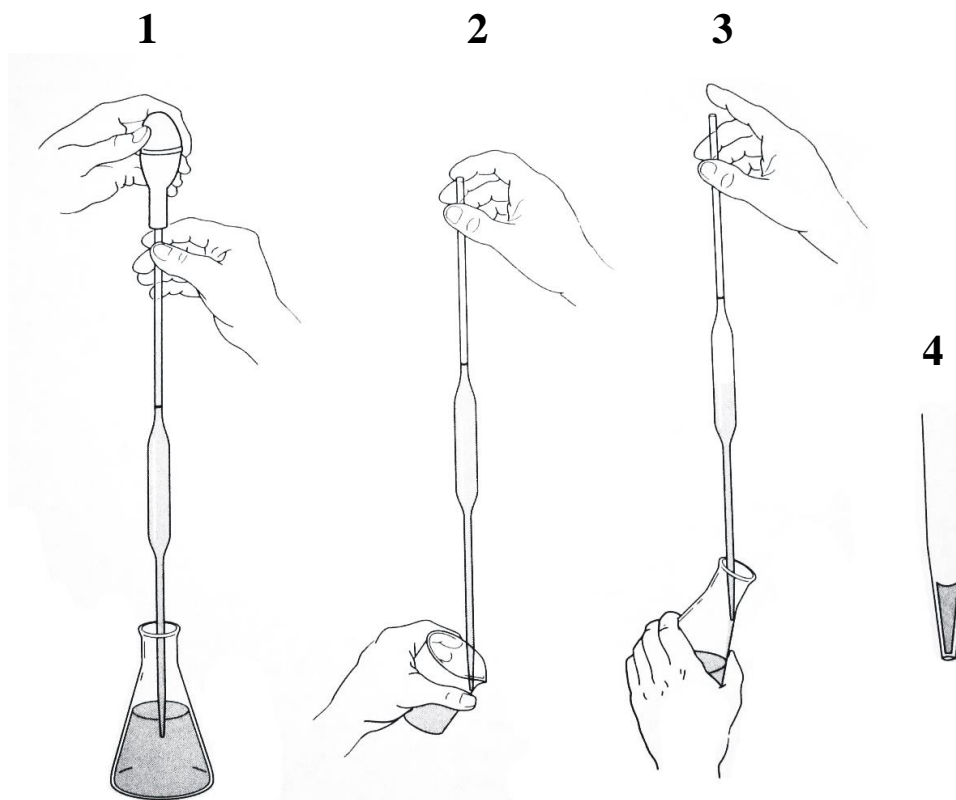
- Никогаш да не се ставаат супстанца или тегови на тасот ако е вагата откочена;
- Супстанциите не смеат да се ставаат директно на тасот туку мора да се мерат во некој сад. Предметот или супстанцата што се мерат мора да се наоѓа на собна температура;
- Комплетот на тегови мора да се чува само во кутијата која е за таа намена. Теговите не смее да се допираат и земаат со рака, туку само со пинцетата од кутијата за тегови и која не се користи за ништо друго;
- По завршувањето со мерењето, на тасовите не смее да има ништо, теговите се враќаат во кутијата за тегови;
- Вагата мора да се одржува во постојано во чиста состојба.

Меѓутоа денес се почесто се користат автоматски технички и аналитички ваги со еден тас. Кај овие ваги отчитувањето на масата е автоматско односно нема користење на тегови. Кај некои ваги постои можност и за диферентно мерење на пример, од вкупната маса да се одземе масата на садот во кој се наоѓа супстанцата.



Мерење на волумен

За мерење на волуменот на течностите се користат мензури, бирети, пипети и одмерни колби. Постојат неколку начини за мерење на волуменот на течнота зависно од задачата за работа. Грубо одмерување на течности се врши со помош на мензури, додека за точно мерење на даден волумен најчесто се користи пипета, а самиот процес на мерење на волуменот со помош на пипета се вика **пипетирање**.



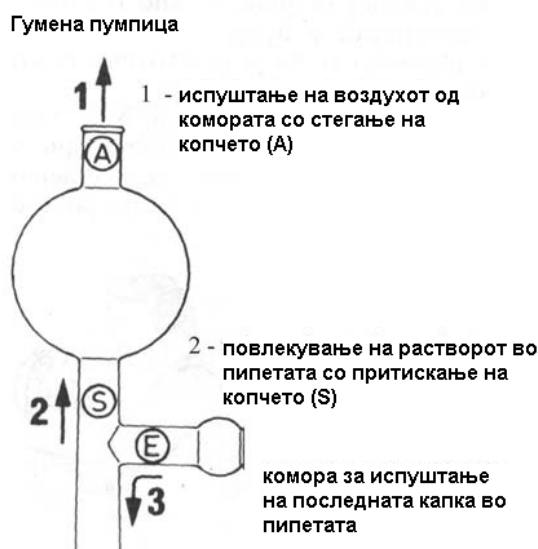
1-Пипетата се поставува до средина во течнота од која се пипетира точно одреден волумен и течнота се повлекува со гумениот пипетор до баждарениот волумен, секогаш се повлекува повеќе од течнота, односно над мерната ознака

2-отворот на пипетата се затвара со показалецот на раката. Врвот на пипетата се префрла во сад во кој треба да се испушти течноста од пипеторот до потребната ознака со тргање на прстот од отворот на пипетата.

3-За да се испушти одмерениот волумен од течноста во соодветниот сад, се трга прстот од отворот на пипетата.

4-Капката течност што заостанува на врвот на пипетата не се испушта, затоа што тоа е предвиден волумен кој заостанува и е пресметано пред баждарењето на пипетата.

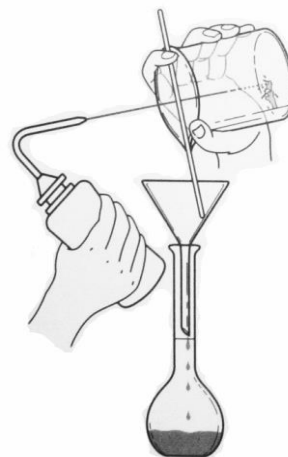
Начинот на ракување со гумените пипетори (пумпици) е даден на следнава шема:



Подготовка на раствори

За подготовка на раствори со дадена концентрација постапката е следнава:

- Доколку се работи за подготовка на раствор од цврста супстанца, се мери определеното количество од дадената супстанца и од садот квантитативно се префрла во колба со определен волумен. Затоа што станува збор за цврста супстанца, за да не дојде до задржување на супстанцата по сидот на садот во кој се наоѓа, садот се промива со дестилирана вода. Откако ќе се префрли супстанцата, колбата се дополнува со дестилирана вода до баждарената ознака. Ова е за супстанции кои се растворливи во вода и тоа на собна температура, а ако супстанцата се раствара на повисока температура тогаш е потребно загревање.

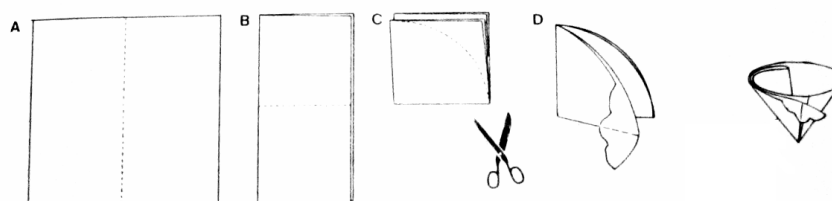


- Доколку се работи за подготовка на раствор од течна супстанца, тогаш определениот волумен се префрла во колба со одреден волумен и се дополнува со соодветниот растворувач до баждарената ознака. Истата постапка се изведува и кога се работи за разредување на раствори.

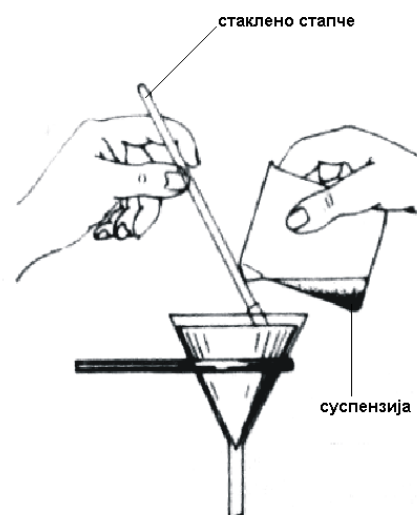
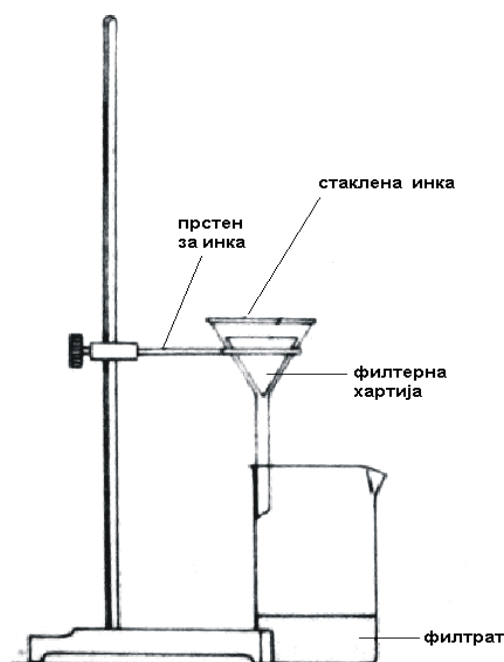


Филтрирање

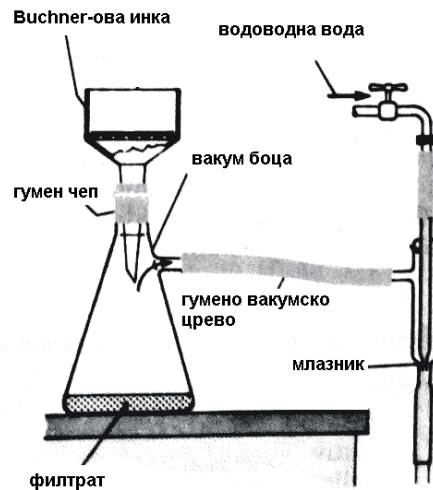
Филтрацијата е операција која се користи за раздвојување на хетерогени системи цврсто-течно, а се базира на разликите во големината на честичките. За оваа цел се користат посебни материјали означени како филтри. Течната фаза која поминува низ филтерот се вика филтрат, а цврстата фаза што заостанува на површината на филтерот се вика талог. Постојат различни видови филтери и тоа песочни, азбестни, порцелански, стаклени, но во лабораторија најчесто за изведување на лабораториски вежби се користи филтерна хартија. За изведување на филтрирањето, освен филтерна хартија, потребни се и сталак, инка, стаклена прачка и стаклена чаша. Филтерната хартија се приготвува на тој начин што се формира конус и таква се прилепува за сидовите на стаклената инка.



Инката се става на статив, а под неа се става стаклена чаша за собирање на течната фаза. Смесата што се филтрира добро се промешува, а потоа во мали порции, се посипува по должината на стаклена прачка на филтерната хартија.



Филтрирањето, во лабораториите може да се врши и со порцелански или стаклени инки со издупчено дно, познати како Buchner-ови инки, врз кои се става парче филтерна хартија. Филтрирањето се врши со вакумирање на садот во кој се собира филтратот (вакум филтрација), а за таа цел се користат т.н. вакум боци.



Декантација

Декантацијата е постапка за одделување на компонентите од хетерогена смеса. Таа е базирана на разликите во густината на компонентите во смесата, па според тоа може да се примени само во случаи кога таа разлика е значителна. Со декантација најчесто се раздвојуваат системите цврсто-течно, течно-течно, па дури и цврсто-цврсто. Оваа операција не овозможува целосно раздвојување на компонентите од смесата, па затоа не се користи за квантитативни цели.

При раздвојување на систем цврсто-течна фаза со декантација, постапката се изведува така што садот во кој се наоѓа смесата се остава да стои извесно време. На тој начин се овозможува одделните компоненти да се сепарираат врз основа на нивните различни густини. Цврстата фаза (има поголема густина) најчесто паѓа на дното од садот-се седиментира, а течноста останува над неа. Потоа внимателно, без садот да се протресува, течноста се декантира во друг сад, а цврстата фаза останува во првиот. Со декантација можат да се раздвојуваат и хетерогени смеси од две течности, под услов да постои значителна разлика во нивните густини. За оваа цел се користи одделителна инка. Смесата со двете течности се става во одделителната инка, се затвара со чепот и добро се промешува. Потоа инката се поставува на метален прстен да мирува по што по извесно време се формираат два слоја. Со отварање на славината во долниот дел на одделителната инка се испушта долниот слој од смесата во друг сад, а во инката останува течноста од горниот слој.

Центрифугирање

Центрифугирањето е операција за разделување на компонентите од смеса со помош на центрифугална сила. Со центрифугирање се раздвојуваат хетерогени смеси цврсто-течно, во случај кога цврстата фаза има голема дисперзност во течната. За центрифугирање се користат електрични центрифуги со различна големина и моќ на разделување на фазите.

Сублимација

Сублимацијата е процес при кој некоја супстанција, при загревање преминува директно од цврста во гасовита агрегатна состојба без преминување во

течна фаза. Својство да сублимираат го имаат оние супстанции чиј напон на парите го достигнува атмосферскиот притисок на температурата пониска од температурата на топење на цврстата супстанца. Тогаш супстанцата при загревање сублимира а при ладење поминува во цврста состојба. Сублимацијата може да се изведува под намален или атмосферски притисок.

Кристализација

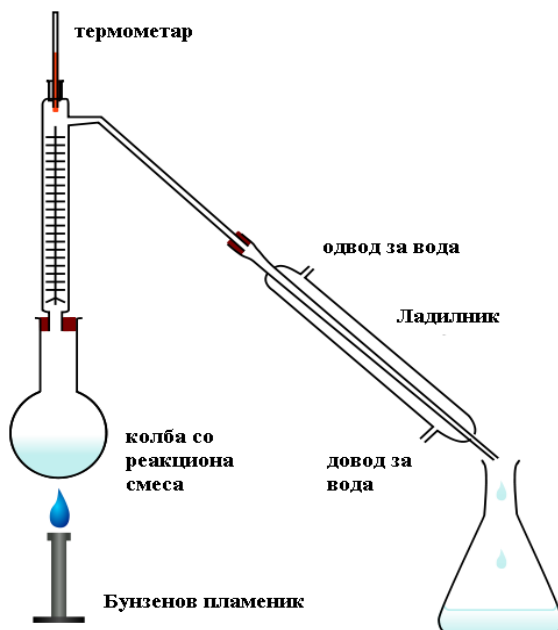
Кристализацијата се користи за издвојување на цврста супстанца од раствор. Принципот на овој процес е намалување на растворливоста на цврстата супстанца во растворувачот, најчесто со промена на температурата или со испарување на растворувачот. Притоа се добива презаситен раствор, а растворената супстанца започнува да кристализира и се одделува од течната фаза со филтрирање или декантирање.

Прекристализација

Овој процес се користи пред се за пречистување на супстанциите, при тоа супстанцата се раствара во соодветно избран растворувач на повисока температура, а потоа со ладење добиениот раствор поминува во презаситен, при што супстанцата кристализира, а примесите остануваат во растворот.

Дестилација

Дестилацијата е процес при кој се разделуваат компонентите од хомогена смеса врз база на разликите на нивните температури на вриење. Процесот се состои во загревање на смесата, при што течноста со пониска температура на вриење испарува, а потоа се кондензираат нејзините пари (дестилат). Ако со дестилација се разделуваат компонентите на систем течно-течно се работи за фракциона дестилација, а издвоените компоненти се нарекуваат *фракции*. За изведување на дестилација во лабораториите се користат различни температури за дестилација. Ако од реакционата смеса сакаме да го издвоиме растворувачот, тогаш се употребува апаратура за дестилација, во која ладилото е поставено во коса положба со што е овозможено одведување на кондензаторот до приемникот. Во случај кога растворувачот или супстанцата има висока температура на вриење (над 150°C) тогаш за дестилацијата се употребува така наречено воздушно ладило. Во ова ладило парите на супстанцата се ладат од околниот воздух. Со оваа апаратура се одредува и температурата на вриење на течностите. Температурата на вриење (точка на вриење) е карактеристична величина за секоја течност и служи како еден од параметрите за идентификација на течностите.



АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА

Аналитичката хемија е дел од хемиската наука која се занимава со проучување на квалитативниот и квантитативниот состав на некоја супстанца или смеса од супстани. Таа е поделена на квалитативна хемиска анализа и квантитативна хемиска анализа. Квалитативната хемиска анализа има за задача на најбрз и најсигурен начин да утврди од кои елементи се состои испитуваното соединение или смеса на соединенија. Задачата на квантитативната хемиска анализа е точно да го определи квантитативниот однос помеѓу составните делови на дадената супстанца или смеса од супстанции, со однапред познат состав.

КВАЛИТАТИВНА АНАЛИЗА

Квалитативната анализа е дел од аналитичката хемија и има за задача да ги докаже одделните елементи во вид на јони или атомски групи кои влегуваат во состав на испитуваната супстанција. За таа цел постојат посебни аналитички методи.

Во зависност од количината на употребуваната супстанца, при анализата постојат: обична или макроанализа, полумикро или семианализа и микроанализа.

Квалитативната аналитичка хемија на неорганските соединенија се дели на испитување на катјони и анјони. За докачување на некој хемиски елемент: катјон, анјон или хемиска група, се употребуваат хемиски реакции. Тоа се такви хемиски промени кои се вршат кога со некој познат реагенс ја преведуваме испитуваната супстанција во ново соединение чиј состав и особини се познати. Квалитативните хемиски реакции можат да се изведуваат по сув или по воден пат.

Реакции по сув пат

Овие реакции се употребуваат за ориентациони испитувања и како контролни реакции. Анализата по сув пат се состои од:

1. Испитување на способноста на боење на безбојниот дел од пламенот од гасната грејалка во некоја одредена боја. Така, на пример натриумот го бои пламенот интензивно жолто, калиумот го бои пламенот виолетово, бариумот зелено и т.н.
2. Испитување на способноста за боење на бораксовата игла ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) или фосфорна перла ($\text{NaNH}_4\text{PO}_4 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$). На пример кобалтните соли даваа сина перла, хромните зелена и т.н.

Ако сакаме да видиме како некоја супстанца го бои пламенот, се постапува на следниов начин: со врвот на една платинска игла (жица) се внесува малку од тврдата супстанција во безбојниот дел од пламенот на бунзеновата грејалка и се гледа со каква боја ќе се обои пламенот.

Реакции по воден пат

Ова се реакции кои најчесто се употребуваат во хемиската аналитика. Тоа се такви реакции кои се изведуваат со додавање на раствор од соодветен реагенс во раствор на испитуваната супстанца. За да може да се употребуваат овие реакции, неопходно е супстанцијата што се испитува да биде претходно растворена. Во аналитичката практика како растворувачи најчесто се употребуваат: вода или киселина, а ако испитуваната супстанција не се раствара ниту во вода, ниту во киселини, тогаш таа претходно се топи со смеса од натриум карбонат (Na_2CO_3) и калиум карбонат (K_2CO_3), па потоа се раствара во вода или во киселини, што зависи од природата на супстанцијата.

При испитување на една супстанција се изведуваат оние реакции при кои се забележува некоја особена промена, како што е создавање на талог, промена на бојата на растворот, издвојување на некој гас и.т.н

Реагенсот не треба да се додава одеднаш туку во помали количини и пополека, бидејќи има и такви реакции при кои во почетокот добиениот талог се раствара во вишок од додадениот реагенс, па така не би можело да се забележи создавањето на талогот.

За да може во целост да се изведе дадена реакција, неопходно е да се знаат својствата на соединението, кое се добива како резултат на нејзиното изведување. Од неговите својства се определуваат и условите кои треба да се забележат при изведување на дадената реакција.

Има и реакции кои се изведуваат при загревање. Во вакви случаи е потребно да се обрне внимание на начинот на држење на епруветата. Епруветата се држи така што се загрева горниот дел од течноста и растворот во епруветата постојано се премешува. Неправилно е да се загрева долниот дел од епруветата, при што може да настане прегревање на целиот раствор и тој да биде исфрлен надвор од епруветата. Кога некој реагенс предизвикува особено видлива промена на испитуваната супстанција, за него се вели дека е карактеристичен реагенс, а самата реакција *карактеристична (специфична)*. За изведување на специфичните реакции неопходно е да се предвидат и најпогодните услови за изведување на реакцијата (*која температура е најпогодна, каква треба да биде концентрацијата на растворите, киселоста на растворот*)

Пред да дојде до индивидуално докажување со специфични реакции, јоните кои имаат блиски аналитички својства се издвојуваат во одделни групи, кои се користи нивниот однос спрема одредени реагенси. Реагенс кој таложува цела група елементи (јони), се вика *групен реагенс* за таа група јони. Според тоа со кој групен реагенс реагираат, катјоните се поделени во **пет аналитички групи**.

Во *првата аналитичка група* спаѓаат катјоните кои таложат со хлороводородната киселина, HCl . Тоа се: среброто Ag^+ , едновалентна двоатомска жива Hg_2^{2+} и оловото Pb^{2+} . Хлоридите на овие катјони се нерастворливи во вода, а сулфидите се нерастворливи и во вода и во киселини.

Во *втора аналитичка група* спаѓаат катјоните кои не таложат со HCl , а таложат со H_2S во присуство на HCl . Катјоните на оваа група се делат на две подгрупи:

-*сулфобазни*: сулфидите на катјоните на оваа подгрупа имаат базичен карактер т.е. се раствараат во врели раствори на концентрирани киселини. Тука спаѓаат: Hg_2^{2+} , Cu^{2+} , Cd^{2+}

-*сулфо-киселини*: сулфидите на катјоните на оваа подгрупа имаат изразен кисел карактер. Се раствараат во бази и алкалните сулфиди. Тука спаѓаат: As^{3+} , As^{5+} , Sb^{3+} , Sb^{5+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} .

Третата аналитичка група ја сочинуваат катјоните кои не таложат ниту со HCl ниту со H₂S, а таложат со (NH₄)₂S. Тоа се катјоните: Al³⁺, Cr³⁺, Fe³⁺, Ni²⁺, Co²⁺, Mn²⁺, Zn²⁺

Во **четвртата аналитичка група** спаѓаат катјоните кои не таложат со ниту еден од претходно споменатите групни реагенси, а таложат со (NH₄)₂CO₃ во присуство на амониум хлоридот NH₄Cl. Тука спаѓаат катјоните: Ca²⁺, Sr²⁺, Ba²⁺

Петта аналитичка група ја сочинуваат катјони кои немаат групен реагенси. Тоа се: Mg²⁺, K⁺, Na⁺, NH₄⁺.

Поделба според растворливоста на сулфидите		Анал. група	Катјони	Групни реагенси	Облик на таложение
I	Катјони чии сулфиди не се раствараат ни во вода ниту во разблажени минерални к-ни.	I	Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ , Pb ²⁺	HCl	Хлориди
		II	Hg ²⁺ , Cu ²⁺	H ₂ S	Сулфиди
II	Катјони чии сулфиди не се раствараат во вода, а се раствараат во разблажени минерални к-ни.	III	Al ³⁺ , Cr ³⁺ , Fe ³⁺	(NH ₄) ₂ S	Сулфиди
III	Катјони чии сулфиди се раствараат во вода и во разблажени минерални к-ни.	IV	Ca ²⁺ , Ba ²⁺	(NH ₄) ₂ CO ₃	Карбонати
		V	Mg ²⁺ , K ⁺ , NH ₄ ⁺	-	-

Како и катјоните така и анјоните се поделени во аналитички групи. Класификацијата на анјоните обично се базира на различната растворливост на бариумовите и сребрените соли на соодветните киселини. Според класичната Бунзенова поделба, сите анјони се класифицираат во седум аналитички групи, додека според една понова класифицираат по шест аналитички групи:

Група	Анјони	AgNO ₃	HNO ₃	BaCl ₂	HNO ₃
I	Cl ⁻ , Br ⁻ , J ⁻	Талог	Не се раствара	-	-
II	CH ₃ COO ⁻ , S ²⁻	Талог	Се раствара	-	-
III	SO ₃ ²⁻ , CO ₃ ²⁻ , C ₂ O ₄ ²⁻	Бел талог	Се раствара	Бел талог	Се раствара
IV	PO ₄ ³⁻	Жолт талог	Се раствара	Бел талог	Се раствара
V	NO ₃ ⁻	-	-	-	-
VI	SO ₄ ²⁻	-	-	Бел талог	Не се раствара

Во овој практикум анјоните ќе бидат поделени во две аналитички групи и тоа според реакцијата со два групни реагенси AgNO₃ и BaCl₂:

Во **првата аналитичка група** ќе се изучуваат анјоните кои не таложат со бариум хлорид (со бариумовиот катјон), а таложат со сребро нитратот, AgNO_3 (со сребрениот катјон). Тоа се анјоните: хлориди Cl^- , бромиди Br^- и јодиди I^- . Исто така во оваа група спаѓа и нитратниот анјон, кој не талози ниту со сребрениот, ниту со бариумовиот јон.

Во **втората аналитичка група** спаѓаат анјоните кои таложат и со сребрениот катјон. Тоа се анјоните: сулфати SO_4^{2-} , карбонати CO_3^{2-} , фосфати PO_4^{3-} и оксалати $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$.

КАТЈОНИ

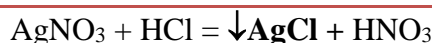
Прва (I) аналитичка група катјони

СРЕБРО - Ag^+

Среброто гради еден катјон Ag^+ кој во воден раствор е безбоен. Овој јон има изразити бактерицидни својства и поседува способност за иреверзибилно таложење на белковините. Најпознато соединение на среброто е сребро нитратот AgNO_3 . Карактеристични реакции на сребро катјонот:



- Со груповиот реагенс (HCl) гради растворливи соли кои формираат **бел талог**.



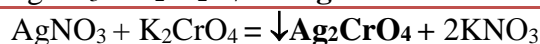
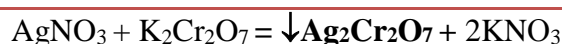
Добиениот талог се раствара во амонијак:



при тоа се формира комплексно соединение, диаминсребро хлорид, кое е безбојно, а со додавање на азотна киселина на повторно се формира талог од сребро хлорид. Оваа реакција се користи за идентификација на среброто:



- Со алкални хромати и бихромати сребрениот катјон дава **црвено-кафеав талог** од сребро хромат или сребро бихромат. И оваа реакција се користи за идентификација на среброто:

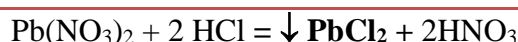


ОЛОВО – Pb²⁺

Оловото гради двовалентен катјон кој е безбоен. Сите растворливи соли на оловото се отровни. Карактеристични реакции на оловото се:



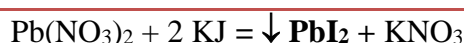
- Со груповиот реагенс оловото гради **бел талог** од олово (II) хлорид, кој се раствара на топло, а делумно и на ладно.



- Со алкални хромати и бихромати оловниот катјон талози **жолт талог** од олово хромат. Талогот се раствара во NaOH и HNO₃.



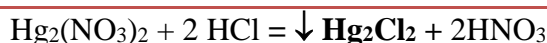
- Со калиум јодид дава **жолт талог** од олово (II) јодид.

**ЖИВА - Hg₂²⁺**

Живата гради два катјони Hg₂²⁺ и Hg²⁺ и во двата случаи живата е двовалентна. Разликата се состои во тоа што кај Hg₂²⁺ двата атоми се меѓусебно поврзани. Овој катјон може да се смета како специјален тип на двовалентна жива. Живините пареи како и нејзините растворливи соли се многу отровнисоединенија затоа и нивната употреба е доста ограничена. Карактеристични реакции за жива (I) катјонот се:



- Со груповиот реагенс талози **бел талог** од жива (I) хлорид.



а во вишок од амониум хидроксид талогот поминува во **црн талог** од елементарната жива.



Во оваа реакција всушност се случува автооксидација и авторедукција.

- Со калај (II) хлоридот во кисела средина, жива (I) јонот се редуцира до елементарна жива во вид на црн талог.



Вежба бр. ____**Докажување на катјоните од прва аналитичка група**

Најпрво се изведуваат и докажуваат поединечните проби односно реакции за одделните катјони поединечно. Но за определување на непознат катјон од аналитичка група на даден раствор се оди по следнава шема:

На дел од испитуваниот раствор се додава HCl (2mol/dm^3). Се добива **бел талог** кој може да биде AgCl , PbCl_2 или Hg_2Cl_2 .

Ако талогот се раствори се работи за PbCl_2 , а за да се докаже се земаат два нови дела од испитуваниот раствор и на едниот се додава KJ а на другиот $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Појавата на **жолти талози** докажува дека се работи за олово (II) катјонот.

Ако талогот при загревањето не се раствори во прашање се или Hg_2Cl_2 или AgCl . За да се утврди за кој катјон станува збор на талогот му се додава NH_4OH (2mol/dm^3).

а) Ако талогот се раствори во вишок на NH_4OH и повторно се исталожи со закиселување со HNO_3 , станува збор за Ag^+ катјонот и за да се докаже, на нов дел од растворот се изведува реакцијата со $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Појава на црвено-кафеав талог доказ е дека се работи Ag^+ катјонот.

б) Ако со додавање на амониум хидроксидот NH_4OH , талогот поцрни укажува на присуство на Hg_2^{2+} катјонот и за да се докаже се изведува реакцијата со калај (II) хлоридот SnCl_2 , на нов дел на испитуваниот раствор.

Втора (II) аналитичка група катјони

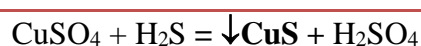
Подгрупа-Сулфобазии

БАКАР-Cu

Бакарот во своите соединенија може да се јави во форма на два катјона и тоа: бакар (I) и бакар (II). Бакар (I) соединенијата се непостојани и лесно преминуваат во бакар (II) соединенија. Бакар (II) јонот во воден раствор е сино обоен. Карактеристични реакции на бакар катјонот се:



- Со груповиот реагенси, во кисела средина растворливите соли на бакар таложат **црн талог** од бакар (II)сулфид:



Талогот се раствара во врела азотна киселина, а не се раствара во врела сулфурна киселина.

- Алкалните хидроксиди даваат син талог од бакар (II) хидроксид кој со загревање поминува во црн бакар (II) оксид.

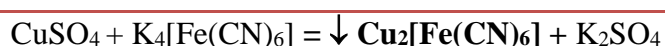


- Со амониум хидроксидот таложат прво **зеленкаст талог** од базична сол која се раствара во вишок од реагенсиот давајќи комплексно соединение со **сина боја** тетраамин бакар(II) хидроксид:



Овој раствор се вика *Шварцеров реагенси* и служи за растварање на целулоза.

- Со калиум хексацијаноферат(II) дава **црвено-кафеав** талог од бакар(II) хексацијаноферат(II) нерастворлив во оцетна киселина



ЖИВА- Hg^{2+}

Во оваа група спаѓа жива (II) катјонот кој во воден раствор е безбоен. Карактеристични реакции за жива (II) катјонот се:

- Со груповиот реагенс, во кисела средина, растворливите соли на жива(II) катјонот таложат **црн талог** од жива(II) сулфид.

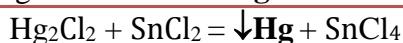
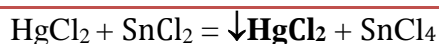


Талогот е најпрво бел, потоа преминува во жолт, кафеав и на крајот поцрнува. Овој талог се раствара во "царска вода".

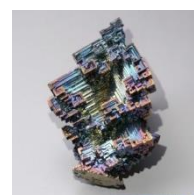
- Алкалните хидроксиди во мали концентрации таложат **црвено-кафеав талог** од базична сол, бојата на талогот со стоење преминува во жолта.



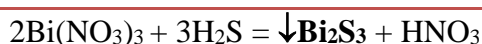
- Калај(II) хлоридот има способност да ги редуцира жива(II) солите до жива(I) соли се до елементарна жива во форма на **црн талог**

**БИЗМУТ - Bi^{3+}**

Овој катјон во своите соединенија се сретнува како Bi^{3+} , кој што во воден раствор е безбоен. Карактеристични реакции за бизмут катјонот се:



- Со груповиот реагенс, во кисела средина растворливите соли на бизмутот градат **кафеав талог** од бизмут сулфид. Талогот се раствара во врела разблажена азотна киселина и во концентрирана хлороводородна киселина.



- Алкалните хидроксиди таложат **бел талог** од бизмут хидроксид, кој се раствара во неоргански киселини.



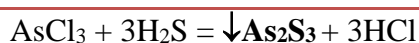
Подгрупа-Сулфокиселини

АРСЕН – As⁵⁺

Во своите соединенија арсенот може да се сретне како As⁵⁺ и како As³⁺. Обата катјона во воден раствор се безбојни. Соединенијата на арсенот се многу отровни. Карактеристични реакции за As⁵⁺ катјонот се следниве:

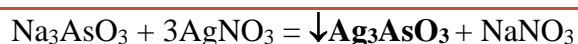


- Со груповиот реагенс, H₂S, во кисела средина, растворливите соли на арсен таложат **жолт талог** од арсен(III) сулфид



Талогот се раствара во амониум хидроксид, амониум карбонат, алкални хидроксида, алкални сулфида и во алкални карбонати.

- Од неутралните или слабо алкалните раствори на арсенити сребро нитратот таложат **жолт талог** од сребро арсенит.



Формираниот талог се раствара во азотна киселина како и во амониум хидроксид.

КАЛАЈ – Sn²⁺

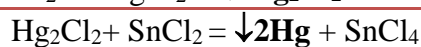
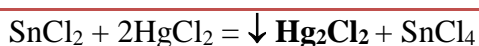
Во своите соединенија калајот може да се сретне како Sn²⁺ и како Sn⁴⁺. И двата катјони во водени раствори се безбојни. Карактеристични реакции за Sn²⁺ катјонот се следниве:



- Со груповиот реагенс H₂S, растворливите соединенија на калајот таложат **кафеав талог** од калај(II) сулфид



- Жива(II) хлорид во присуство на калај хлорид се редуцира во жива(I) хлорид којшто претставува бел талог, а потоа и до елементарна жива во вид на **црн талог**



Вежба бр. _____**Докажување на катјоните од втора-а (сулфобазни) аналитичка група**

Најпрво се изведуваат и докажуваат поединечните проби односно реакции за одделните катјони поединечно. Но за определување на непознат катјон од аналитичка група на даден раствор се оди по следнава шема:

На дел од испитуваниот раствор се додава хлороводородна киселина -HCl (2mol/dm^3), а потоа се додава H_2S во вишок. Ако се добие црн или кафеав талог се работи за еден од овие катјони Hg^{2+} , Cu^{2+} , Bi^{3+} . За да се види за кој од трите катјони се работи на нов дел се додава NaOH (2mol/dm^3). Ако при тоа се добие:

Жолт талог - се работи за Hg^{2+} катјонот и за да се докаже овој катјон на нов дел од испитуваниот раствор се изведува реакција за идентификација со SnCl_2 .

Син талог - се работи за Cu^{2+} катјонот и за да се докаже се изведуваат реакциите за идентификација на овој катјон, или со калиум хексацијаноферат(II) или реакцијата со NH_4OH .

Бел талог - станува збор за Bi^{3+} катјонот, и за да се докаже на нов дел од испитуваниот раствор се изведува реакција за идентификација на овој катјон.

Докажување на катјоните од втора-б (сулфокиселини) аналитичка група

На дел од испитуваниот раствор се додава хлороводородна киселина - HCl (2mol/dm^3), а потоа се додава H_2S капка по капка се додека се појавува талог. Ако при тоа се добие:

Жолт талог - укажува на присуство на катјонот на арсен As^{3+} и за да се докаже се изведуваат реакциите за негова идентификација, односно на нов дел од испитуваниот раствор се додава сребро нитрат, појава на жолт талог го потврдува неговото присуство.

Кафеав талог - укажува на присуство на катјонот на калај Sn^{2+} и за да се докаже се изведуваат реакциите за негова идентификација, односно на нов дел од испитуваниот раствор се изведува реакцијата со жива(II) хлорид. Појавата на бел талог, кој со вишок на реагенсот и со стоење потемнува е доказ за присуство на Sn^{2+} катјонот.

Трета (III) аналитичка група катјони

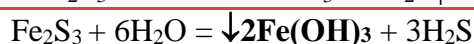
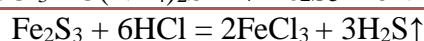
Во третата аналитичка група катјони спаѓаат оние кои што таложат со амониум хидроксид во присуство на амониум хлорид. Тука спаѓаат: Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+}

ЖЕЛЕЗО- Fe^{3+}

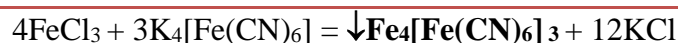
Железото гради два катјони и тоа Fe^{3+} и Fe^{2+} . Fe^{2+} јонот во воден раствор е бледо-зелено обоен и е доста стабилен во кисели раствори, а во неутрални и алкални раствори се оксидира во Fe^{3+} кој во воден раствор е жолто обоен. Во третата аналитичка група катјони се испитува железо(III) катјонот. Карактеристични реакции за овој катјон се:



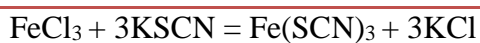
- Растворливите соли на железо(III) катјонот со амониум сулфидот таложат **црн талог** од железо(III) сулфид. Талогот лесно се раствара во киселини при што се ослободува H_2S со карактеристичен мирис. Железо(III) сулфид во вода хидролизира и при тоа се формира **кафеав талог** од железо(III) хидроксид.



- Со калиум хексацијаноферат(II) растворливите соли на тривалентното железо таложат интензивно **сино обоено комплексно соединение**, познато под името берлинско сино.



- Тиоцијанатот анјон со железото(III) катјонот, гради **црвено обоено соединение** од железо(III) тиоцијанат.

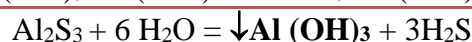
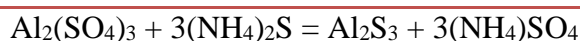


АЛУМИНИУМ- Al^{3+}

Алуминиумот во своите соединенија се сретнува како Al^{3+} кој во воден раствор е безбоен. Карактеристични реакции за алуминиумовиот катјон се:



- Со амониум сулфидот растворливите соли на алуминиумот се однесуваат слично како и солите на тривалентниот хром, односно таложат хидроксид, а не сулфид, карактеристичен **бел талог**.



- Со натриум хидроксидот, растворливите соединенија на алуминиумот таложат бел талог од алуминиум хидроксид кој во вишок од реагенсиот се раствара.



Вежба бр. ____

Докажување на катјоните од трета аналитичка група

Најпрво се изведуваат и докажуваат поединечните проби односно реакции за одделните катјони поединечно. Но за определување на непознат катјон од аналитичка група на даден раствор се оди по следнава шема:

На дел од испитуваниот раствор се додава амониум хидроксид - NH_4OH (2mol/dm^3), и неколку капки амониум хлорид. Ако притоа се добие:

Црвено-кафеав талог - се работи за Fe^{3+} катјонот, и за да се докаже на нов дел од растворот се изведува реакцијата со калиум хексацијаноферат(II) и со калиум тиоцијанат. Син талог во првиот случај и црвен талог во вториот случај е доказ за присуство на Fe^{3+} .

Бел талог - укажува на присуство на алуминиумов катјон, а за да се докаже на нов дел од испитуваниот раствор се додава натриум хидроксид во вишок од реагенсиот тој се раствара. Тоа е доказ за присуство на овој катјон.

Четврта (IV) аналитичка група катјони

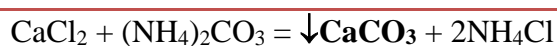
Во оваа аналитичка група спаѓаат катјоните кои таложат со амониум карбонат во присуство на амониум хлорид. Тоа се Ca^{2+} , Sr^{2+} и Ba^{2+} .

КАЛЦИУМ - Ca^{2+}

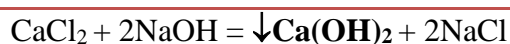
Калциумот во своите соединенија се сретнува секогаш како Ca^{2+} катјон, кој во воден раствор е безбоен. Карактеристични реакции за овој катјон се:



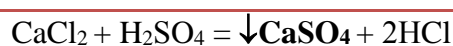
- Амониум карбонатот од растворите на калциумовите соединенија, таложува **бел талог** од калциум карбонат. Талогот се раствара во разблажени киселини и во оцетна киселина



- Алкалните хидроксиди таложат **бел талог** од калциум хидроксид кој не се раствара во вишок од реагенсиот



- Со концентрирана сулфурна киселина растворливите соли на калциум таложат **бел талог** од калциум сулфат, а со разблажена киселина таложува многу концентрирани раствори на калциумови соли



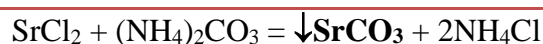
- Реакција по сув пат*- испарливите соли на калциумови соединенија го бојат бунзеновиот пламен **жолто-црвено** (керамида боја).

СТРОНЦИУМ- Sr^{2+}

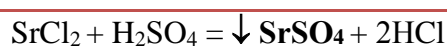
Стронциумот во своите соединенија се сретнува секогаш како Sr^{2+} катјон, кој во воден раствор е безбоен. Карактеристични реакции за овој катјон се



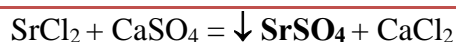
- Со амониум карбонатот и амониум оксалатот, стронциумовите соли се однесуваат исто како и солите на калциумот само што стронциум оксалатот односно карбонатот е порастворлив.



- Со сулфурна киселина (разблажена) и со алкалните сулфати, стронциумовите соли таложат **бел талог** од стронциум сулфат, кој се раствара во врела хлороводородна киселина



- Заситен раствор од калциум сулфат (гипсна вода) од неутралните и слабо кисели раствори на соли на стронциумот, таложи по кратко стоење или при загревање бел талог од стронциум карбонат. Оваа реакција се користи за идентификација на стронциумот.



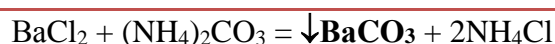
- Реакција по сув пат- испарливите соединенија на стронциумот го бојат бунзеновиот пламенот интензивно **црвено**.

БАРИУМ - Ba²⁺

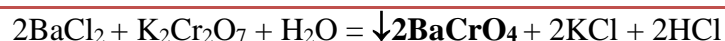
Бариумот во своите соединенија се сретнува секогаш како Ba²⁺ катјон, кој во воден раствор е безбоен. Бариумовиот катјон е многу отровен. Карактеристични реакции за овој катјон се:



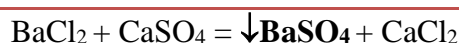
- Амониум карбонатот таложи **бел талог** од бариум карбонат во присуство на амониум хлорид



- Алкалните хромати и бихромати, од неутралните раствори на бариумови јони, **таложат жолт кристален бариум хромат**, кој не се раствара во оцетна киселина, а се раствара во разблажени минерални киселини. Ако таложењето се изведува со бихромат, формираната киселина која при тоа се гради ќе го раствора формируваниот талог, па затоа треба да се елиминира со додавање на натриум или амониум ацетат. Оваа реакција се користи како реакција за идентификација на бариумовиот катјон.



- Гипсната вода таложи моментално и на ладно, **бел талог** од бариум сулфат и од разблажени раствори на бариумови соли.



- Реакција по сув пат- испарливите соли на бариумот го бојат бунзеновиот пламен **зелено**.

Вежба бр. ____**Докажување на катјоните од четврта (V) аналитичка група**

Најпрво се изведуваат и докажуваат поединечните проби односно реакции за одделните катјони поединечно. Но за определување на непознат катјон од аналитичка група на даден раствор се оди по следнава шема:

На дел од испитуваниот раствор се додава гипсна вода – заситен раствор на калциум сулфат, CaSO_4 . Ако при тоа се добие:

Бел талог (без загревање и стоење)

- се работи за бариумовиот, Ba^{2+} катјонот и за да се докаже овој катјон на нов дел од испитуваниот раствор се изведува реакција за идентификација, калиум бихромат. Појавата на жолт талог од оваа реакција е доказ за присуство на овој катјон.

Бел талог (со загревање на растворот и после извесно стоење)-

се работи за стронциумовиот, Sr^{2+} катјонот и за да се докаже на нов дел од испитуваниот раствор се изведуваат реакциите за идентификација на овој катјон

Без талог (нема формиран талог и после загревањето и стоење одредено време) - станува збор за Ca^{2+} катјонот, и за да се докаже на нов дел од испитуваниот раствор се изведува реакција за идентификација на овој катјон.

Петта (V) аналитичка група катјони

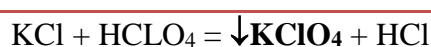
Во оваа аналитичка група спаѓаат катјоните кои немаат групен реагенс. Тоа се: K^+ , Na^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} , Li^+ .

КАЛИУМ- K^+

Во своите соединенија калиумот се сретнува секогаш како K^+ кој во воден раствор е безбоен. Голем број на калиумови соединенија се користат и во медицината како што се калиум перманганатот и калиум хидроксидот. Карактеристични реакции за овој катјон се следниве



- Перхлорната киселина таложи **бел кристален талог** од калиум перхлорат



- Реакција по сув пат* - испарливите соли го бојат бунзеновиот пламен **виолетово**. Во присуство на натриум, бојата се прикрива, па во тој случај треба да се гледа преку кобалтно стакло кое ја пропушта виолетовата светлина, а ја апсорбира а ја апсорбира жолтата од натриумот.



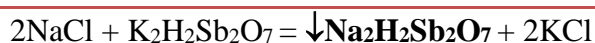
Согорување на $KClO_3$ – карактеристични виолетово обојување на пламенот од согорување на присутниот калиум

НАТРИУМ- Na^+

Натриумот во природата најчесто се среќава во облик на соли. Во сите свои соединенија овој катјон се јавува како едновалентен, а во воден растцвор е безбоен. Карактеристични реакции за натриумовиот катјон се:



- Калиум дихидрогенпироантимонат, од неутралните или слабо алкалните раствори на натриумовите соли, таложи бавно тежок, бел кристален талог од натриум дихидрогенпироантимонат. Оваа реакција се користи како реакција за идентификација на натриумот по воден пат.



- Реакција по сув пат* - испарливите соли на натриумот пламенот го обојуваат светло **жолто**.



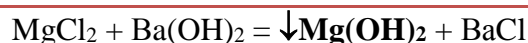
МАГНЕЗИУМ- Mg^{2+}

Во своите соединенија магнезиумот се сретнува Mg^{2+} катјон кој во водени раствори е безбоен. Магнезиумот е многу важен елемент за живиот свет, бидејќи влегува во составот на хлорофилот. Голем број на соединенија на магнезиумот се користат и во медицината како што се магнезиум оксид и магнезиум хлорид. Карактеристични реакции за овој катјон се:

- Натриум хидроксидот од раствори на магнезиумови соли таложи бел талог од магнезиум хидроксид, кој се раствара во киселини и во амониумови соли па затоа таложењето не е квантитативно.



- Алкалните хидроксиди како и бариум хидроксид таложат квантитативно бел талог од магнезиум хидроксид.



- Натриум хидрогенфосфатот, во алкална средина, од растворите на магнезиумовите соли, таложат бел талог од магнезиум амониум фосфат. Оваа реакција е многу осетлива и се користи за идентификација на магнезиумот.



Вежба бр. ____**Докажување на катјоните од петта (V) аналитичка група**

Најпрво се изведуваат и докажуваат поединечните проби односно реакции за одделните катјони поединечно. Но за определување на непознат катјон од аналитичка група на даден раствор се оди по следнава шема:

На дел од испитуваниот раствор се додава малку натриум хидроксид NaOH ($c=2 \text{ mol/dm}$). Ако при тоа се добие:

Бел талог- станува збор за магнезиумовиот катјон, а за да се докаже се изведува реакцијата за идентификација со натриум хидрогенсулфат. Појавата на бел талог е доказ за присуство на овој катјон.

Без талог- се работи за или за калиумовиот или за амониумовиот катјон. За да се докаже за кој катјон се работи нова проба од аналитот се загрева. Ако притоа се добие:

Ако се почувствува непријатен мирис на амонијак се работи за амониум катјоноти на нова проба се изведува реакцијата со несеровиот реагенс. Појава на жолт талог е доказ за присуство на амониум катјонот.

Ако не се добие талог и не се почувствува мирис на амонијак тогаш се работи за калиумовиот катјон и за да се докаже на нова проба се изведува реакција за идентификација.

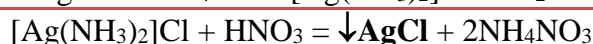
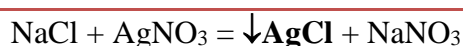
АНЈОНИ

Прва Аналитичка група на анјони

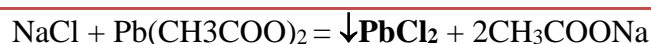
ХЛОРОВОДОРОДНА КИСЕЛИНА

Хлороводородот на обична температура претставува загушлив безбоен гас, кој лесно се раствара во вода и водениот раствор е познат како хлороводородна киселина. Солите на оваа киселина се викаат хлориди. **Хлоридниот анјон Cl^-** е безбоен. Карактеристични реакции се:

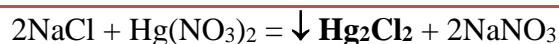
- Хлоридниот анјон таложи со сребрениот катјон **бел талог** од сребро хлорид, кој се раствара во амониум хидроксид поминувајќи во комплексно соединение растворливо во вода -диаминсребро хлорид. Овој комплекс се нарушува со азотна киселина, $\text{HNO}_3 \text{ c} = 2\text{mol/dm}^3$



- Со растворливите соли на оловото, хлоридниот анјон таложи **бел талог** од олово хлорид.



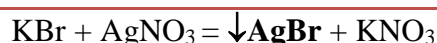
- Хлоридниот анјон таложи со жива катјонот **бел талог** на жива хлорид.



БРОМОВОДОРОДНА КИСЕЛИНА

Бромоводородот е безбоен и загушлив гас. Многу е растворлив во вода и овој раствор е познат под името бромоводородна киселина. Солите на оваа киселина се викаат бромиди а бромидниот анјон е безбоен. Карактеристични реакции за овој анјон се:

- Сребрениот катјон, од раствори на бромиди, таложи **жолт талог** од сребро бромид. Талогот се раствара во амониум хидроксид, поминувајќи во растворлив комплекс.



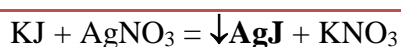
- Хлорот го оксидира бромидниот анјон до елементарен бром. Оваа реакција се изведува на следниов начин дел од испитуваниот раствор се зема во епрувета, се додава малку хлороформ и капка по капка хлорна киселина. Епруветата се затвара со затварач и се силно меша. Од издвоениот елементарен бром се екстрахира во хлороформскиот слој, а растворот на бромот во хлороформ е **жолто-кафеаво обоен**.



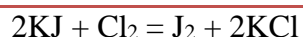
ЈОДОВОДОРОДНА КИСЕЛИНА

Јодоводородот е безбоен и загушлив гас кој лесно се кондензира во густа течност. Растворот на јодоводородот во вода претставува јодоводородна киселина, а нејзините соли се викаат јодици. Јодидниот анјон е безбоен. Карактеристични реакции за овој анјон се:

- Од водените раствори на јодици, сребрениот катјон таложи жолт талог од сребро јодид. Овој талог добро се раствара во натриум тиосулфат и во калиум цијанид.



- Хлорот и бромот го оксидираат јодидниот анјон до елементарен јод. Реакцијата се изведува на ист начин како што е опишано во реакциите за идентификација на бромидниот анјон. Во овој случај екстрактот е **виолетово обоен**, со тоа ако се додаде голем вишок на хлорна вода, виолетовата боја исчезнува, бидејќи елементарниот јон се оксидира до јодна киселина која е безбојна.



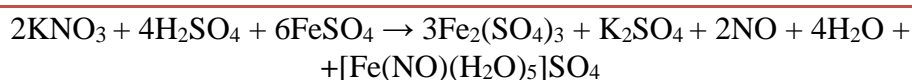
- Азотестата киселина или алкалните нитрити во присуство на разблажена сулфурна киселина ослободуваат елементарен јод од јодидите (ова е разлика со бромидите), при што водениот раствор се бои жолто-кафеаво.



АЗОТНА КИСЕЛИНА

Азотната киселина е јака еднобазна киселина и силно оксидационо средство. Нејзините соли се викаат нитрати и се растворливи во вода. Реакциите за идентификација на нитратниот анјон се базираат на оксидациската способност на азотната киселина. Нитратниот анјон е безбоен а карактеристични реакции за истиот се:

- Азотната киселина односно нитратниот анјон има способност да го оксидира железо сулфатот до железо сулфат, при што се ослободува азот монооксид. Ако има вишок на железо сулфат, ослободениот азот монооксид со него ќе формира комплексно соединение со кафеава боја. Реакцијата се изведува во присуство на сулфурна киселина.



Вежба бр. _____**Докажување на анјоните од прва (I) аналитичка група**

Најпрво се изведуваат и докажуваат поединечните проби односно реакции за одделните анјони поединечно. Но за определување на непознат анјон од аналитичка група на даден раствор се оди по следнава шема:

На дел од испитуваниот раствор се додава малку раствор на сребро нитрат ($c=2 \text{ mol/dm}$). Ако при тоа се добие:

Без талог- станува збор за нитратниот анјон, а за да се докаже на нов дел од испитуваниот раствор се изведува реакцијата за идентификација со железо сулфат и сулфурна киселина.

Бел талог- се работи за хлоридниот анјон. За да се докаже за да се докаже на нов дел од растворот се изведуваат реакциите за идентификација на овој анјон.

Жолт талог - се работи или за бромидниот или за јодидниот. За да се докаже на нови два дела од испитуваниот раствор се изведува реакција за идентификација со хлорна вода и хлороформ.

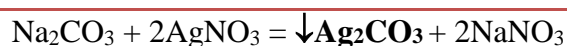
Кафеаво обојување на хлороформниот слој - значи дека се ослободил елементарен бром, односно се работи за присуство на бромиди.

Виолетово обојување на хлороформниот слој - значи дека се ослободил елементарен јод, односно се работи за присуство на јодиди.

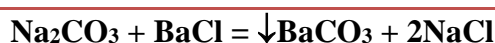
Втора Аналитичка група на анјони**ЈАГЛЕРОДНА КИСЕЛИНА**

Јаглородната киселина е слаба двобазна киселина. Нејзините соли се викаат карбонати, а карбонатниот анјон е безбоен. Карактеристични реакции за карбонатниот анјон се :

- Карбонатниот анјон со сребрениот катјон таложи бел талог од сребро карбонат. Со загревање и со подолго стоење, талогот станува кафеав бидејќи се формира сребро оксид.



- Растворливите карбонати, со бариумовиот катјон даваат бел волуминозен талог од бариум карбонат. Овој талог лесно се раствара во разредена хлороводородна и азотна киселина.

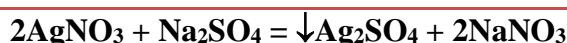


- Сите појаки киселини од јаглородната киселина имаат способност да ги разложуваат карбонатите при што се ослободува јаглороден диоксид, што се манифестира со појава на меурчиња и пенење на растворот.

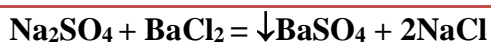
**СУЛФУРНА КИСЕЛИНА**

Сулфурната киселина претставува густа масловидна течност, без боја и мирис. Таа е една од најјаките минерални киселини. Има голема способност да апсорбира водена пара и вода, а процесот на хидратација што при тоа се одвива е силно егзотермен, затоа кога се врши разредување на сулфурната киселина, киселина се додава во мали порции во водата, со постојано мешање. Сулфурната киселина е двобазна киселина, односно нејзината дисоцијација се одвива во два степенa, при што се формираат два анјони и тоа . И двата анјони се безбојни. Карактеристични реакции за сулфатниот анјон се:

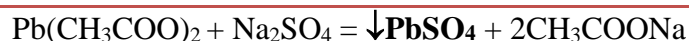
- Сребрениот катјон таложи бел талог од сребро сулфат, меѓутоа само од концентрирани раствори на сулфатните анјони. Талогот се раствара со разредување на растворот.



- Бариумовиот катјон таложи бел талог од бариум сулфат и од најразблаени раствори на сулфати.



- Олово катјонот од раствори на сулфати, таложи бел талог од олово сулфат.



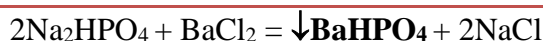
ФОСФОРНА КИСЕЛИНА

Фосфорната киселина претставува безбојна кристална супстанца, во вода лесно растворлива. Фосфорната киселина е трибазна киселина и гради три вида на анјони и тоа дихидрогенфосфатен анјон, хидрогенфосфатен анјон и фосфатен анјон. Во воден раствор сите се безбојни, а најстабилен е хидрогенфосфатниот анјон. Карактеристични реакции за овие анјони се:

- Сребро нитратот од неутралните раствори на фосфати таложи **жолт талог** од терцијарен фосфат.



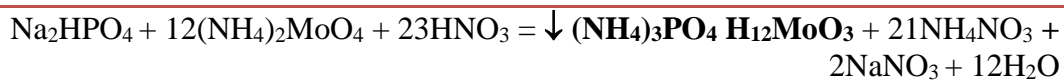
- Бариум хлоридот од раствори на хидрогенфосфати таложи **бел талог** од бариум хидрогенфосфат. Во присуство на амониум хидроксид се добива бел талог од бариум фосфат.



- Магнезиум хлоридот, во присуство на амониум хидроксид и амониум хлорид, таложи **бел талог** од магнезиум амониум фосфат и од многу разблажени раствори на фосфати. Талогот се ратсвара во разблажени киселини.



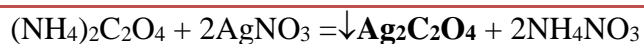
- Амониум молибдатот, во присуство на концентрирана азотна киселина, од раствори на фосфати, таложи споро на собна температура, а брзо при загревање, тежок **жолт кристален талог** од амониум фосфомолибдат.



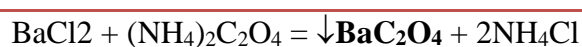
ОКСАЛНА КИСЕЛИНА

Оксалната киселина претставува безбојна кристална супстанца. Лесно се раствара во вода и во алкохол. Таа е двобазна киселина, а нејзиниот анјон во воден раствор е безбоен. Карактеристични реакции за оксалатниот анјон се:

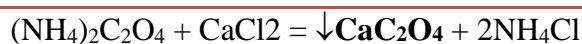
- Сребро нитратот од растворите на оксалатите таложи **бел талог** од сребро оксалат, кој се раствара во азотна киселина и амониум хидроксид.



- Бариум хлоридот, од растворите на оксалатите, таложи **бел талог** од бариум оксалат, кој се раствара во азотна и хлороводородна киселина, во вишок од оксална киселина, а при загревање и во оцетна киселина.



- Растворливите калциумови соли, таложат од неутралните амонијачните и оцетно киселите раствори на оксалатите **бел талог** од калциум оксалат.



- Калиум перманганотот, во присуство на сулфурна киселина и при благо загревање, (до 60°C) го оксидира оксалатниот анјон до CO₂ при што манганот од перманганатот се редуцира до Mn²⁺. Бидејќи перманганатниот анјон којшто е виолетово обоен се редуцира до којшто е безбоен, реакционата смеса се обезбојува.



Вежба бр. _____**Докажување на анјоните од втора (II) аналитичка група**

Најпрво се изведуваат и докажуваат поединечните проби односно реакции за одделните анјони поединечно. Но за определување на непознат анјон од аналитичка група на даден раствор се оди по следнава шема:

На дел од испитуваниот раствор се додава малку раствор на сребро нитрат ($c=2 \text{ mol/dm}$). Ако при тоа се добие:

Жолт талог- станува збор за фосфатниот анјон, а за да се докаже на нов дел од испитуваниот раствор се изведува реакцијата за идентификација.

Бел талог- се работи за сулфатниот, карбонатниот или оксалатниот анјон. За да се докаже за кој од овие анјони станува збор на нов дел од испитуваниот раствор се додава бариум хлорид. Ако при тоа се добие бел талог повторно се значи навистина станува збор за некој од овие анјони и на тој талог се додава оцетна киселина. Ако при тоа

Талогот се раствора - станува збор за карбонатен анјон.

Талогот не се раствора - станува збор или за сулфатен анјон или за оксалатен анјон. на талогот се додава хлороводородна киселина

Ако талогот се раствори - оксалатен анјон

Ако талогот не се раствори - сулфатен анјон

КВАНТИТАТИВНА АНАЛИЗА

Квантитативната анализа ја одредува масата односно количеството на соединенијата или елементите што се наоѓаат во испитуваната материја. Во секоја аналитичка работа квалитативните и квантитативните анализи се тесно поврзани, затоа што без познавањето на составот на испитуваната проба не може да се одреди неговиот квантитативен состав. Врз база на добиените резултати од квантитативната анализа, поставени се повеќе основни хемиски закони. Таа ни овозможува да се дознае составот на некое соединение, да се решат многу прашања во врска со хемиските процеси и да се добијат податоци за чистотата и употребливоста на некое соединение како лек, како прехранбен артикал, или како суровина во хемиската индустрија.

Во зависност од видот на испитуваната материја квантитативната анализа се дели на анализа на неорганските супстанции (оксиди, киселини, бази и соли) и анализа на јаглеводородни соединенија.

Во зависност од методот на одредувањето се дели на:

- Гравиметрија;
- Волуметрија;
- Гасометрија (анализа на гасови);
- Физичко хемиски методи.

Методи на волуметриска анализа

Во зависност од хемиската реакција што се употребува, волуметриските анализи се делат на неколку методи:

1. **Ацидо-алкалиметриска метода** (метода на неутрализација);
2. **Метода на оксидо-редукција**, која се базира на прегрупирањето на електроните меѓу некои јони односно атоми кои учествуваат во реакцијата;
3. **Таложна волуметриска анализа**, при која се користат реакции при кои се образуваат тешко растворливи талози;
4. **Комплексометриска метода**, која се базира врз реакции при кои се образуваат стабилни комплексни соединенија.

Теоретска и завршна точка на титрација

Операцијата при која на одреден волумен од испитуваната супстанца од биретата се додава стандарден раствор, се вика титрација. Стандардниот раствор обично се наоѓа во биретата, а растворот што се определува во ерленмаер. Титрирањето продолжува се дотогаш, додека даденото количество од стандардниот раствор не биде еквивалентно на количеството од испитуваната материја.

Моментот кога еквивалентите на стандардниот и испитуваниот раствор теоретски се еднакви се вика *теоретска завршна точка* (еквивалентна точка).

Волуметриската анализа за определување на крајот на реакцијата обично се употребуваат супстанции наречени индикатори. Секој индикатор се карактеризира со интервал на рН, во кој тој ја менува бојата. Не секогаш промената на бојата на индикаторот се совпаѓа со теоретската завршна точка. Таа точка кога индикаторот си ја менува бојата се вика *завршна точка на титрацијата*. Затоа, при секоја титрација треба да се избере индикатор чиј интервал на промена на бојата е најблизок до рН вредноста при која се постигнува теоретска завршна точка. Значи, со правилно одбирање на индикатор при волуметриските определувања

постигнува помала разлика меѓу теоретската завршна точка и завршната точка на титрацијата. Оваа разлика се вика грешка на индикаторот.

Прашањето за правилниот избор на индикаторот се решава со познавање на промената на рН на растворот при различни титрирања т.е. зависи од природата на киселината и базата која реагираат. Најчесто индикаторот се додава во испитуваниот раствор, но во случај кога стандардниот раствор има карактеристична боја, нема потреба од додавање на посебен индикатор.

Метода на неутрализација

Методата на неутрализација се состои од сврзување на водородниот јон и хидроксилниот јон при што се добиваат слабо дисоцирани молекули на вода:



Методата на неутрализација служи за квантитативно - волуметриско одредување на киселини и бази односно одредување на општата киселост и базичност. Според тоа методата на неутрализација се дели на два дела и тоа:

- **Ацидиметрија**
- **Алкалиметрија**

Ацидиметријата е волуметриска метода во која како стандарден раствор се користи раствор од базата (NaOH, KOH) со чија помош се одредува концентрацијата на киселини и соли кои при хидролиза даваат кисела реакција.

Алкалиметрија е таква волуметриска метода во која како стандарден раствор се користи раствор на киселина (HCl, H₂SO₄), со која се одредува концентрацијата на базите, како и соли кои при хидролиза даваат базна реакција.

Зборот ацидиметрија претставува мерење на концентрацијата на некоја киселина, а зборот алкалиметрија- мерење на концентрацијата на некоја база.

Неутрализација на јака база со јака киселина и неутрализација на јака киселина со јака база.

При неутрализација на јака база со јака киселина се зема како пример NaOH и HCl и тоа да бидат со концентрација од 0,1 mol/dm³. Во разблажени раствори на јака киселина со јака база може да се смета дека на полно се дисоцирани на јони и концентрацијата на водородните јоние скоро на полно еднаква на општата концентрација. Според тоа до почетокот на титрацијата земениот 0,1 mol/dm³ раствор од јака киселина ќе има $[\text{H}^+] = 0,1 = 10^{-1}$ mol јони / dm³ рН= 1

Ако се претпостави дека се неутрализирали 90% од киселината, значи останале 10% од целокупното количество киселина. Според тоа количеството киселина се намалило 10 пати. За да се упростат пресметувањата се занемарува наголемениот волумен на растворот бидејќи тоа не влијае на рН на растворот, со тоа нема ни промени кај кривата на титрација. При намалување на општата концентрација на за 10 пати, за толку ќе се намали и концентрацијата на $[\text{H}^+]$:

$$[\text{H}^+] = 0,01 = 10^{-2} \text{ mol јони / dm}^3 \text{ рН} = 2$$

Ако се претпостави дека при понатамошна неутрализација се неутрализирале 99% во тој случај општата концентрација се намалила за 100 пати во споредба со првобитната концентрација, па следователно на тоа, концентрацијата на водородните јони ќе биде:

$$[\text{H}^+] = 0,001 = 10^{-3} \text{ mol јони / dm}^3 \text{ pH} = 3$$

Продолжувајќи со неутрализацијата се неутрализирале 99,9% од киселината, па во тој случај : $[\text{H}^+] = 0,0001 = 10^{-4} \text{ mol јони / dm}^3 \text{ pH} = 4$

Кога ќе биде неутрализирана целокупната киселина $\text{HCl}(100\%)$, во растворот во растворот ќе се содржи толку сол NaCl која не е хидролизирана, што концентрацијата на $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ јоните ќе биде еднаква и растворот ќе има $\text{pH}=7$. Еквивалентната точка се совпаѓа со неутралната.

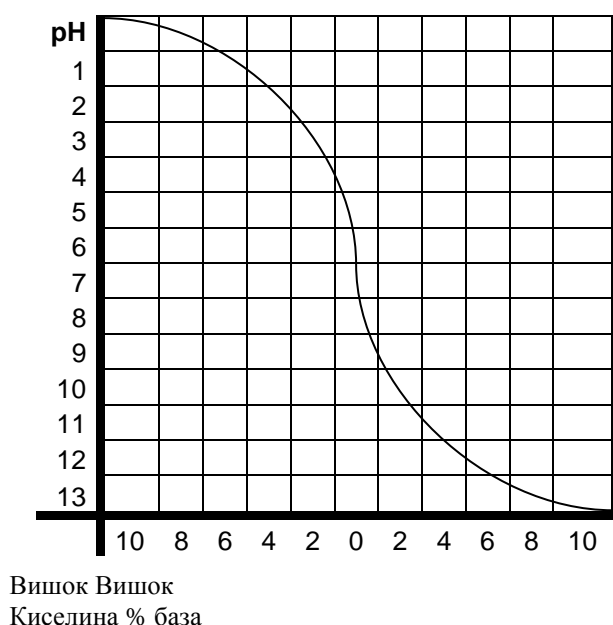
Ако се продолжи со додавање на базата во растворот кој се титрира, концентрацијата на $[\text{OH}^-]$ јоните ќе се зголемува и тоа по таков начин како што оди намалувањето на концентрацијата на $[\text{H}^+]$ јоните. При додавање на 1% вишок на база, $[\text{OH}^-] = 10^{-3}$ а на $[\text{H}^+] = 10^{-11}$, $\text{pH}=11$. Кога ќе се додаде 10% вишок од базата, тогаш $[\text{OH}^-] = 10^{-2}$ а на $[\text{H}^+] = 10^{-12}$, $\text{pH}=12$. Ако се додаде понатаму вишок на база од 100% со тоа ќе се наголеми концентрацијата на NaOH во растворот и ќе биде $0,1 \text{ mol/dm}^3$, а концентрацијата на $[\text{OH}^-] = 10^{-1}$, а на $[\text{H}^+] = 10^{-13}$, $\text{pH}=13$.

Тек на неутрализацијата	$[\text{H}^+]$	pH	Забелешка
% неутрализирана киселина			
0	10^{-1}	1	
90,0	10^{-2}	2	
99,0	10^{-3}	3	
99,9	10^{-4}	4	
100,0	10^{-7}	7	Неутрална средина и еквивалентна точка
% база додадени во вишок			
0,1	10^{-10}	10	
1,0	10^{-11}	11	
10,0	10^{-12}	12	
100,0	10^{-13}	13	

Табела 1. Промена на $[\text{H}^+]$ и pH при неутрализација на $0,1 \text{ mol/dm}^3$ јака киселина со јака база

Промената на pH на растворот при титрирање со база може да се прикаже и графички. Во дадениот случај на кривата на неутрализација се гледа дека еквивалентната точка се совпаѓа со неутралната точка, т.е. лежи при $\text{pH}=7$.

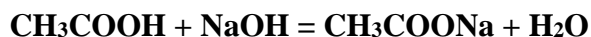
Од графикот 1. (кривата на неутрализација) се забележува дека во почетокот на титрирањето, pH на растворот се менува бавно, кривата на неутрализација е скоро паралелна со апцисната оска. При крајот на титрацијата се гледа нагла промена на кривата која оди скоро паралелно на апцисната оска и по еквивалентната точка настанува повторно бавно менување на pH. Оттука се забележува дека при неутрализацијата на 99,9% од киселината, pH се менува само за 3 единици, (од 1,0 до 4,0), а преодот од 0,1% вишок од киселината кон 0,1% вишок од базата, промената на pH на растворот се менува за 6 единици (од 0,4 до 10,0).



Графикон 1. Крива на неутрализација

Титрација на слаба киселина со јака база

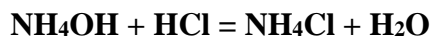
За овој случај може да се земе како пример оцетната киселина и натриумовата база, со концентрација на растворите $0,1 \text{ mol/dm}^3$.



Кога се врши титрирањето на слаба киселина со јака база, треба да се води сметка за нејзиниот степен на дисоцијација, затоа што создадената сол CH_3COONa (натриум ацетат), во текот на наутрализацијата го намалува степенот на дисоцијацијата. Според тоа, концентрацијата на H^+ јоните ќе се намалува побргу отколку при неутрализацијата на јака киселина. Сево ова го усложнува пресметувањето на промената на pH при титрацијата. Кога неутрализацијата на киселината ќе биде завршена, тогаш концентрацијата на H^+ јоните и pH на растворот ќе зависат практично од присуството на солта што е создадена и од нејзиниот степен на хидролиза. Ако неутрализацијата на киселината биде завршена и во растворот се додава вишок од базата, pH на растворот практично ќе зависи само од концентрацијата на базата, така што со вишокот на OH^- јоните хидролизата на солта ќе се сузбие и нејзиното присуство нема да има влијание врз големината на pH. Во овие случаи на титрација на слаба киселина со јака база, точката на неутрализација нема да се совпаѓа со еквивалентната точка и таа се наоѓа во базна средина при $\text{pH} \approx 9$. При оваа титрација како индикатор може да се користи само фенолфталеин, кој има интервал на промена на бојата при $\text{pH}=8$ до $10,5$.

Титрација на слаба база со јака киселина

Како пример за ваков вид на неутрализација може да се земат раствори на амонијак и хлороводородна киселина:



Пресметувањето на големините на концентрациите на H^+ јоните и рН, кое ќе го имаат во различни периоди на неутрализација на слаба база со јака киселина ќе биде аналогно на пресметувањата кај неутрализацијата на слаба киселина со јака база. Врз големината на рН ќе има влијание не само концентрацијата, туку степенот на дисоцијација на слабата база. При тоа, солта што се образува во процесот на неутрализација го намалува степенот на дисоцијацијата на слабата база. Во еквивалентната точка рН на растворот ќе зависи од присуството на солта подложена на хидролиза. Во случај на титрација на растворот од NH_4OH со HCl , може да се употреби индикатор од метил оранж метил црвено, бидејќи нивниот интервал на промена на бојата лежи во интервал на рН од 4,0 до 6,2.

Вежба бр. ____ Алкалиметрија

За алкалиметриските титрации се употребува стандарден раствор од хлороводородна киселина HCl. Се определуваат **милиграми** од некоја база во одреден волумен раствор. При изведувањето на вежбите се врши определување на mg NaOH во 100 ml раствор (100 ml е волуменот на колбата што ја добива секој студент).

▪ Приготвување на стандарден раствор од HCl

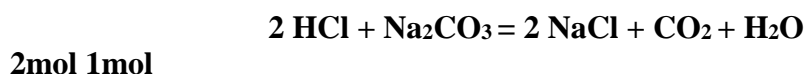
Студентот го добива приготвен раствор од HCl со приближна концентрација и потребно е да ја определи неговата точна концентрација односно да изврши *стандардизација на растворот од HCl*.

▪ Стандардизација на приближно 0,1 mol/l растворот од HCl

Принцип на работа

Стандардизацијата на растворот од HCl се врши со помош на стандарден раствор од Na₂CO₃. Ако стандардизацијата не е изведена како што треба и е направена грешка сите понатамошни определувања со тој стандарден раствор ќе бидат грешни.

Хемиската реакција која настанува помеѓу HCl и Na₂CO₃ се одвива на следниов начин:



$$n(\text{HCl}) : n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \text{ mol} : 1 \text{ mol} = 2 : 1$$

$$n(\text{HCl}) = 2 \cdot n(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

Молската концентрација е дадена со следново равенство:

$$c(A) = \frac{n(A)}{V} \quad \text{или} \quad n(A) = c(A) \cdot V$$

Ако се замени од горната релација се добива:

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) / V(\text{Na}_2\text{CO}_3) \quad \text{или} \quad n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

Точната концентрација ќе се пресмета според следново равенство:

$$c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 2 \cdot c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{2c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V(\text{HCl})}$$

Постапка

Најпрво волуметрискиот прибор (пипета, бирета, ерленмаер) се мие. Потоа биретата и пипетата се бришат од надвор со филтер хартија или чиста крпа, па потоа се плакне нивната внатрешност со соодветниот раствор за плакнање.

Потоа се пипетираат три проби по 20 ml од растворот од Na_2CO_3 во три одделни ерленмаери. Во секој ерленмаер потоа се става 1-2 капки од индикаторот метил-црвено (метил-рот), со што растворот се обојува жолто.

Потоа биретата се полни со раствор од HCl со приближна концентрација т.е. со растворот кој треба да биде стандардизиран. Титрираме додавајќи раствор на HCl од биретата во растворот Na_2CO_3 во ерленмаерот се додека бојата на растворот не се промени од жолта во слабо розе-боја на бело вино. Тогаш титрацијата ја прекинуваме, ја затвараме славината на биретата. Ерленмаерот со растворот се става на решо се до вриење (односно до појава на бели пареи) и се остава да врие 1-2 минути. По загревањето растворот повторно добива жолта боја. Откако растворот малку ќе се олади продолжуваме со титрирањето но сега киселината се додава капка по капка се до повторно обојување на растворот слабо розе. Со тоа ја прекинуваме титрацијата и го запишуваме потрошениот волумен од киселината.

Оваа постапка ја повторуваме и на другите две проби со Na_2CO_3 . Трите титрации не смеат да се разликуваат за повеќе од една капка или 0,05 ml.

Од добиените три волумени V_1, V_2, V_3 , се пресметува средна вредност V_{sr} со што ја добиваме вредноста за волуменот на киселината и заедно со останатите познати параметри ја пресметуваме точната концентрацијата на стандардниот раствор од HCl .

Пресметки

Познати вредности:

$V_{\text{sr}}(\text{HCl}) =$ добиениот волумен од иститрираната киселина

$V(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 20 \text{ ml}$

$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ mol/L}$

$c(\text{HCl}) = ?$

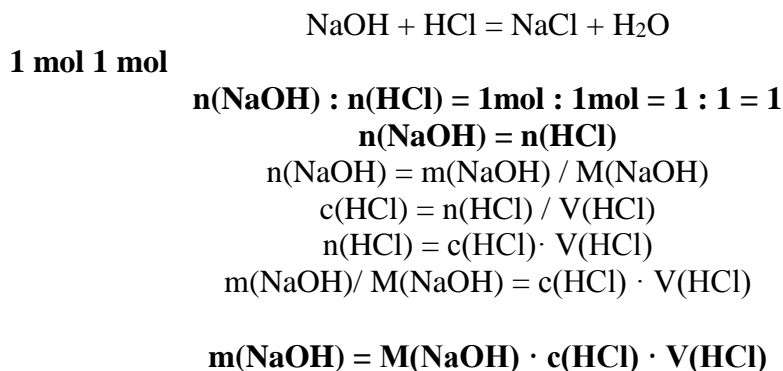
Пресметуваме според релацијата:

$$c(\text{HCl}) = \frac{2c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V(\text{HCl})}$$

▪ Определување на mg NaOH во 100 ml раствор

Принцип на работа

Определувањето на масата на NaOH во 100 ml раствор ја вршиме со титрација со стандарден раствор од HCl според релација:



Постапка

Пробата со раствор од NaOH ја добиваме во колба од 100 ml. Ја дополнуваме со вода до марката, се затвора со шлифуваниот затварач и енергично се премешува. Биретата се полни со стандарден раствор од HCl. Потоа се пипетираат три проби од по 20 ml од растворот од NaOH од одмерната колба во одделни три ерленмаери. Во секој ерленмаер се додава 1-2 капки на индикатор метил-црвено (метил-рот). Растворот во ерленмаерот се обојува жолто. Започнуваме со титрација додавајќи HCl од биретата се додека растворот во ерленмаерот не се обои од жолто во слабо розе. Титрацијата се повторува уште два пати. Се пресметува средна вредност од потрошените волумени (изразени во ml) и според горната релација се пресметуваат милиграмите на NaOH во 100 ml раствор.

Пресметки

Со крајната равенка се пресметува масата на NaOH во 20 ml раствор, а студентот ја добива пробата во колба од 100 ml со што резултатот треба да се изрази на 100 ml, со тоа крајната равенка го добива следниов изглед:

mg(NaOH) = ?

$$m(\text{NaOH}) = 5 \cdot M(\text{NaOH}) \cdot c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

$$m(\text{NaOH}) = \underline{\hspace{2cm}} \text{mg}$$

Вежба бр. _____ Ацидиметрија

За ацидиметриските титрации се употребува стандарден раствор на NaOH. Се определуваат милиграми од некоја киселина во одреден волумен на раствор. При изведувањето на овие вежби се врши определување на mg на HCl во 100 ml раствор.

■ Приготвување на стандарден раствор од NaOH

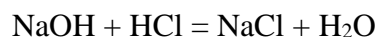
Студентот го добива приготвен растворот од NaOH со приближна концентрација и потребно е да ја определи точната концентрација на растворот т.е. *да се изврши стандардизација на растворот од NaOH.*

■ Стандардизација на приближно 0,1 mol/l раствор на NaOH

Принцип на работа

Најправилно е стандардизацијата на растворот на NaOH да се врши со помош на раствор на примарно стандардна супстанца каква што е оксалната киселина $H_2C_2O_4$. Меѓутоа за студентските вежби стандардизацијата на растворот на NaOH се врши со помош на стандарден раствор на HCl.

Реакцијата помеѓу NaOH и HCl е следнава:



1 mol 1 mol

$$n(NaOH) : n(HCl) = 1mol : 1mol = 1 : 1 = 1$$

$$n(NaOH) = n(HCl)$$

$$n(NaOH) = m(NaOH) / M(NaOH)$$

$$n(HCl) = c(HCl) \cdot V(HCl)$$

$$n(NaOH) = c(NaOH) \cdot V(NaOH)$$

$$c(NaOH) \cdot V(NaOH) = c(HCl) \cdot V(HCl)$$

$$c(NaOH) = c(HCl) \cdot V(HCl) / V(NaOH)$$

Постапка

Најпрво волуметрскиот прибор се мие на соодветниот начин (погоре објаснето). Потоа се пристапува кон пипетирање на три одделни проби од по 20 ml од растворот од HCl во три одделни ерленмаери. Во секој ерленмаер се става 1-2 капки индикатор метил-црвено (метил-рот). Растворот во ерленмаерот се бои црвено. Потоа биретата се полни со раствор од NaOH со приближна концентрација т.е. раствор кој што треба да биде стандардизиран. Се започнува со титрација се додека растворот во ерленмаерот од црвено се обои жолто. Титрацијата се повторува уште два пати, со тоа што трите титрации не смеат да се разликуваат една од друга за повеќе од 0,05 ml односно за една капка. Се пресметува средна вредност од потрошените милилитри раствор на NaOH и пресметуваме милиграми на HCl во 100 ml раствор според горната релација.

Пресметки

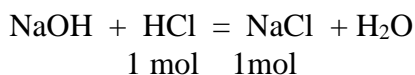
Од потрошените милилитри раствор на NaOH се пресметува средна вредност и пресметуваме милиграми на HCl во 100 ml раствор според релација.

$$c(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})}$$

▪ **Определување на mg HCl во 100 ml раствор**

Принцип на работа

Определувањето на масата на HCl во 100 ml раствор на HCl со стандарден раствор на NaOH. При тоа се одвива реакцијата:



$$n(\text{NaOH}) : n(\text{HCl}) = 1\text{mol} : 1\text{mol} = 1 : 1 = 1$$

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

$$n(\text{HCl}) = m(\text{HCl}) / M(\text{HCl})$$

$$c(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) / V(\text{NaOH})$$

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

$$m(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

$$m(\text{HCl}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{HCl})$$

Постапка

Пробата од HCl се добива во тиква од 100 ml . Се надолполнува со вода до марката, се затвара со шлифуван затварач и се промешува. Со проплакнета и избришана пипета се пипетира и од растворот за анализа се проплакнува внатрешниот дел на пипетата. Потоа се пипетираат три проби од по 20 ml во одделни ерленмаери. Биретата се полни со стандарден раствор на NaOH . По овие припреми се отпочнува со работа. Во секој ерлемаер се ставаат 2-3 капки индикатор метил црвено со што растворот се бои црвено. Се започнува со титрација и се титрира се додека бојата на растворот во ерленмаерот не се промени од црвено во жолто. Титрацијата се повторува уште три пати. Пресметуваме средна вредност од потрошените волумени од трите титрации и според горната релација се пресметуваат mg на HCl во 100 ml раствор.

Пресметки

Со равенката се пресметува масата на HCl во 20 ml раствор се пресметува и предава за 100 ml раствор (колку што е волуменот на колбата во која се добива анализата. Затоа резултатот треба да се изрази на 100 ml раствор, односно крајната релација се множи со 5 и се добива следново равенство:

$$m(\text{HCl}) = 5 \cdot c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{HCl})$$

$$m(\text{HCl}) = \underline{\hspace{2cm}}$$

Метода на оксидо-редукција

Ако при оксидо-редукциското волуметриско определување, стандардниот раствор е оксиденс, тогаш супстанцата што се опрелува е редуктор и обратно.

Според тоа кој раствор се употребува како стандарден раствор оксидоредукциските методи се делат на повеќе групи:

- ✓ Ако стандардниот раствор е KMnO_4 методата е **Пермангонаметрија**
- ✓ Ако стандардот е KBrO_3 методата е **Броматометрија**
- ✓ Ако стандардот е I_2 методата е **Јодометрија**

Вежба бр. _____ Пермангонаметрија

При оваа метода како оксидационо средство се употребува раствор KMnO_4 . Оксидацијата може да се врши во неутрална, слабо базна и кисела средина. Титрациите со стандардот KMnO_4 најчесто се вршат во кисела средина при што доаѓа до следната реакција.



виолетов безбоен
јон јон

■ Титрација со KMnO_4

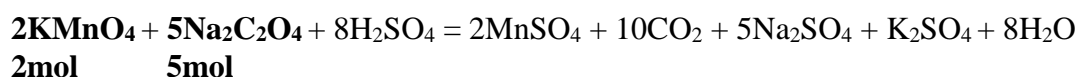
Растворот калиум перманганат има виолетова боја. Поради тоа менискусот на растворот KMnO_4 кога се наоѓа во биретата се чита на горниот дел од менискусот. Виолетовата боја на стандардот KMnO_4 служи за индикација т.е. определување на завршната точка на титрација.

■ Стандардизација на приближно 0,1 mol/l раствор на KMnO_4

Принцип на работа

Калиумперманганатот, KMnO_4 не е примарно стандардна супстанца и затоа мора да се стандардизира. Стандардизацијата на растворот од KMnO_4 се врши со помош на стандарден раствор од натриум оксалат, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ кој што е примарно стандардна супстанца (се добива готов припремен од лаборантот). Растворот од калиум перманганат секогаш се чува во темно шише на темно место, заради спречување на негова оксидација.

Реакцијата помеѓу KMnO_4 и $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ е следнава:



Од овде следува дека:

$$n(\text{KMnO}_4) : n(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 2\text{mol} : 5\text{mol} = 2 : 5$$

$$n(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)$$

$$n(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

$$c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) = 2/5 c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

$$c(\text{KMnO}_4) = 2/5 c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) / V(\text{KMnO}_4)$$

Постанка

Проплакнетата бирета со раствор за плакнење се полни со растворот KMnO_4 чија точна концентрација ја определуваме. Со пипета се пипетираат три проби од по 20ml од стандардниот раствор на $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ во три ерленмаери. Во секој ерленмаер се додава по 20ml 20% H_2SO_4 . Растворот во ерленмаерот се загрева до вриење (70-80 °C т.е. до појава на бели пареи). Додека е топол растворот, се започнува со титрација на растворот кој се наоѓа во биретата, KMnO_4 , раствор кој што треба да биде стандардизиран. Се титрира се додека растворот во ерленмаерот се обои слабо розе и ова обојување треба да стои барем 60 секунди.

Титрацијата се повторува уште два пати. Се пресметува средна вредност од потрошените милилитри од KMnO_4 и се пресметува точната концентрација според следнава релација

Пресметки

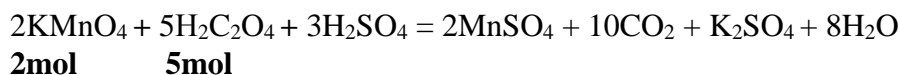
Точната концентрација на растворот од KMnO_4 се пресметува според следново равенство

$$c(\text{KMnO}_4) = \frac{2 \cdot c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{5 \cdot V(\text{KMnO}_4)}$$

- **Определување на mg $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ во 100 ml раствор**

Принцип на работа

Определувањето на масата на $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ во 100 ml ја вршиме според равенката



$$n(\text{KMnO}_4) : n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 2\text{mol} : 5\text{mol} = 2 : 5$$

$$n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 5/2 n(\text{KMnO}_4)$$

$$n(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)$$

$$n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) / M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) / M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 5/2 c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{2}$$

Постапка

Биретата се полни со стандарден раствор на KMnO_4 . Пробата се добива во колба од 100 ml. Се дополнува со дестилирана вода до ознаката се затвара со шлифуваниот затворац и се промешува. Потоа се пипетираат три одделни проби од растворот на $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, по 20 ml во три одделни ерленмаери и во секој ерленмаер се додава уште по 20 ml 20% H_2SO_4 . Растворот во ерленмаерот се загрева до вриење (70-80 °C т.е. до појава на бели пареи). Додека е топол растворот се започнува со титрација со растворот кој се наоѓа во биретата, KMnO_4 . Се титрира се додека растворот во ерленмаерот се обои слабо розе со само една капка од растворот во биретата и бојата се задржува 1-2 минути.

Титрацијата се повторува уште два пати. Се пресметува средна вредност од потрошените милилитри од KMnO_4 и се пресметуваат милиграмите на според следната релација:

Пресметки

Со оглед на тоа дека за анализа се пипетират само 20 ml од анализираниот раствор, а резултатот треба да се изрази на 100 ml раствор, како што се добива во колба од 100 ml на почетокот вежбата. Затоа во крајното равенство се множи по 5 за да се изрази на 100 ml раствор.

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{25 \cdot c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{2}$$

m $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ =_____

Таложна анализа

При таложната анализа титрантот и титрандот реагираат меѓу себе давајќи продукт со мала растворливост, односно тешко растворлив талог. Едниот од реактантите е стандарден раствор со точна определена концентрација, додека другиот е раствор на супстанца која се определува квантитативно. Основен критериум за некоја таложна хемиска реакција да се примени за ваков вид на волуметриско определување е продуктот на реакцијата да биде тешко растворлив талог со точно дефиниран и постојан состав. Овој тип на квантитативни определвања се ограничени на методи за определување на халогениди со стандарден раствор AgNO_3 или $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ па според тоа кој стандарден раствор го користиме овие анализи се поделени на:

1. **Аргентометриски** (ако како стандарден раствор се користи раствор на AgNO_3)
2. **Меркуриметриски** (ако како стандарден раствор се користи раствор на $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$).

Вежба бр. _____ Аргентометрија

Определување на mg Cl^- во 100 ml раствор по методата на Mohr

Принцип на работа

По оваа метода се определуваат хлоридите во неутрална и слабо базна средина. Како индикатор се користи калиум хромат K_2CrO_4 кој со јоните на среброто дава **црвено-кафеав** талог од сребро хромат Ag_2CrO_4 .

Растворливоста на AgCl е значително помала од растворливоста на Ag_2CrO_4 и според тоа со постепено додавање на раствор од AgNO_3 во растворот што содржи Cl^- и CrO_4^{2-} јони најпрво ќе се исталожи AgCl (односно хлоридниот јон и тоа целосно, квантитативно) а потоа ќе започне таложењето на сребро хроматот Ag_2CrO_4 . Бидејќи бојата на талогот од AgCl е бела, а бојата на талогот од Ag_2CrO_4 е црвено кафеава, значи појавата на розево обоен талог е знак дека се исталожени хлоридите од растворот и со тоа и титрацијата е завршена.

Потребни реагенси:

- стандарден раствор на AgNO_3 0,1 mol/dm³
- индикатор K_2CrO_4 , w=5%
- пипета, бирета, ерленмаери.

Постапка

Од добиената проба се пипетираат по 10 ml во три ерленмаери и во секој се додава по 2-3 капки на индикатор K_2CrO_4 . Биретата се полни со раствор на сребро нитрат, AgNO_3 (се добива готов од лаборантот). Потоа се пристапува кон титрирање, се

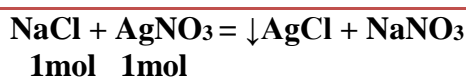
додава полека растворот капка по капка се додека бојата на растворот не се промени од жолто во црвено. Со тоа титрацијата ја завршуваме и ја повторуваме уште два пати.

Се пресметува средна вредност од потрошениот волумен на AgNO_3 . Точната концентрација на хлоридите се пресметува според горната релација.



Пресметки

Реакцијата на таложење на хлоридните јони се одвива на следниов начин:



$$n(\text{NaCl}) : n(\text{AgNO}_3) = 1 : 1$$

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{AgNO}_3)$$

$$c(\text{NaCl}) \cdot V(\text{NaCl}) = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3)$$

Од оваа реакција следува дека концентрацијата на хлоридите ја пресметуваме по следнава релација

$$c(\text{NaCl}) = \frac{c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3)}{V(\text{NaCl})}$$

Додека пресметувањето на масата односно mg Cl^- во 100 ml раствор ја пресметуваме користејќи ги следниве зависности:

$$n(\text{NaCl}) = \frac{c(\text{NaCl})}{V(\text{NaCl})} \quad \text{и} \quad n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})}$$

па според тоа за масата се добива следнава релација:

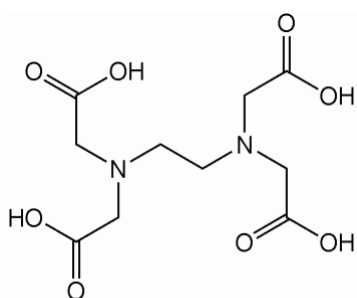
$$m(\text{Cl}^-) = c(\text{Cl}^-) \cdot V(\text{Cl}^-) \cdot M(\text{Cl}^-)$$

Добиениот резултат се изразува како mg Cl^- во 100 ml раствор.

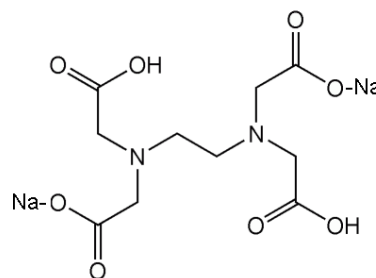
$$m(\text{Cl}^-) = \underline{\hspace{2cm}}$$

Комплексометрија

Комплексометријата е волуметриска метода која се темели на градењето слабо дисоцирани комплексни соединенија. Комплексите се градат помеѓу металните катјони и аминокарбонските киселини. Најмногу употребувани комплексони денес се комплексон I, комплексон II, комплексон III.

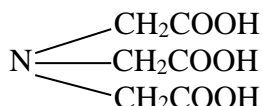


Комплексон II



Комплексон III

Комплексон I е нитрилтриоцетна киселина со молекулска тежина 191,1 или скратано се означува како H_3X .



Комплексон II е етилен диаминоцетна киселина скратено EDTA, со молекулска тежина 291,1, а уште може да се одбележи и со H_4Y , каде

$Y^{4-} = (CH_2N)_2(CH_2COO)_4^{4-}$ етилендиаминтетраацето(4-)

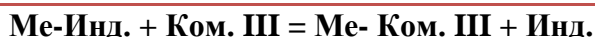
Кој облик на EDTA ќе преовладува зависи од pH на растворот, како што е прикажано подолу:

pH	Облик на EDTA
2	H_4Y
2,0-2,7	H_3Y^-
2,7-6,2	H_2Y^{2-}
6,2-10,3	HY^{3-}
10,3	Y^{4-}

Комплексон III е динатриумова сол на комплексон II, се обележува и со $Na_2H_2Y_2 \cdot 2H_2O$, со молекулска тежина од 372,1.

При реакција на метал со комплексон III е рамна на атомската тежина на металот, без разлика на тоа колку валентен е металот. Секогаш еден молекул на комплексон III се сврзува со еден атом на метал. При титрација за определувањето на завршната точка на титрација, во комплексометријата се употребуваат *метални индикатори*. Овие индикатори се органски соединенија кои имаат способност да градат комплекси со металот кој се определува. Овој комплекс, метал-индикатор е стабилен и има определена боја. Кога титрираме со комплексон III, се образува

комплекс метал- комплексон III и ослободување на слободен индикатор кој има друга боја во однос кога е сврзан со металот, што ја определува завршната точка на титрација.



црвена боја сина боја

Вежба бр. _____

Определување на тврдина (бигорливост) на вода

Тврдината на водата ја претставуваат растворените калциумови и магнезиумови соли. Калциумот и магнезиумот во водата се наоѓаат во форма на бикарбонати, карбонати, сулфати, хлориди, нитрати или силикати, кои сите заедно ја претставуваат вкупната тврдина на вода. Тврдината на вода се мери во степени на тврдина, но најчесто се користат **германски степени на тврдина на вода**. Освен оваа единица се користат уште и француски и англиски степен на тврдина на вода.

1 германски степен = 10 mg CaO/dm³ вода

1 француски степен = 10 mg CaCO₃/0,7dm³ вода

1 англиски степен = 10 mg CaCO₃/dm³ вода

Главни состојки на тврдината на вода			
Непостојана (преодна) тврдина	Ca(HCO ₃) ₂ Mg(HCO ₃) ₂ CaCO ₃ MgCO ₃	Карбонатна тврдина	ВКУПНА ТВРДИНА НА ВОДА
Постојана тврдина	CaCl ₂ MgCl ₂ CaSO ₄ MgSO ₄ Ca(NO ₃) ₂ Mg(NO ₃) ₂ CaSiO ₃ MgSiO ₃	Некарбонатна тврдина	

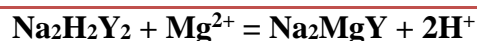
Бикарбонатите се разлагаат со долго загревање на водата, па затоа бикарбонатната тврдина уште се нарекува и преодна тврдина, а тврдината на вода која зоастанува после загревањето се нарекува постојана тврдина на вода. Некарбонатната тврдина на водата е разлика помеѓу вкупната и карбонатната тврдина на водата. Заради слабата растворливост на CaCO₃ и MgCO₃ во водата, карбонатната тврдина одговара на непостојаната тврдина, а некарбонатната – постојаната тврдина на вода. Калциумовата тврдина е збир на растворливите соли на калциум во водата. Магнезиумовата тврдина е збир на растворливите соли на магнезиум во вода и се одредува како разлика помеѓу вкупната тврдина и калциумовата тврдина.

Според германските степени на тврдина водата може да биде:

Тип на вода	тврдина на вода во германски степени
Многу мека вода	0-5
Мека вода	5-10
Средна вода	10-15
Прилично тврда вода	15-22
Тврда вода	22-30
Многу тврда вода	30

Принцип на работа

Тврдината на водата се определува со комплексометриска титрација со комплексон III. При реакција на EDTA со солите на Ca и Mg од водата се добива стабилно комплексно соединение по следнава реакција:



комплексон III стабилен

комплекс

Како индикатор при оваа реакција се користи ериохром-црно Т кој со EDTA гради комплекс кој е помалку стабилен од комплексот кој што го гради со Ca^{2+} и Mg^{2+} јоните. На точката на еквиваленција се ослободува вишшокот на индикатор чија боја е разлишна во однос на бојата на комплексот EDTA-индикатор.

Потребни реагенси

-0,01 mol/dm³ раствор EDTA

-Амонијачен пуфер (16,9g NH₄Cl се раствара во 143 cm³ и се дополнува до 250 cm³ со дестилирана вода)

-индикатор ериохром црно Т

-пипета, бирета, ерленмаери.

Постапка

За анализа се зема водоводна вода која се пушта најпрво да истече 10 минути а потоа се полни чиста стаклена чаша. Со пипета се пипетира 25 cm³ од водата во ерленмаер. Се додава 2 cm³ пуфер и на врв од шпатула се додава индикатор. Растворот во ерленмаерот се бои црвено заради реакцијата помеѓу индикаторот и присутните Ca^{2+} и Mg^{2+} јони. Биретата се полни со раствор на EDTA и се титрира се до промена на бојата на растворот од црвена во сина боја. Истата постапка се изведува и на примерок дестилирана вода.

Пресметки

Тврдината на водата се пресметува според следнава релација:

$$x = CaO(mg / dm^3) = \frac{a \cdot c \cdot 56 \cdot 1000}{V}$$

a-волумен на потрошените милилитри на растворот од EDTA, cm^3

c-концентрација на EDTA, mol/dm^3

V-волумен на примерокот на вода за анализа, cm^3

56-молекулска маса на CaO, g /mol

Затоа што 1 германски степен одговара на 10 mg/dm^3 CaO, вкупната тврдина на водата изразена во германски степени се пресметува:

$$\text{Вкупна тврдина} (^{\circ}d) = \frac{x}{10}$$

x(CaO)=_____

ОРГАНСКА ХЕМИЈА

Органската хемија се вика хемија на јаглородни соединенија од кое произлегува дека секое органско соединение содржи јаглород. Јаглородот условува постоење на посебни карактеристични својства кај органските соединенија по кои можат да се разликуваат од неорганските соединенија. Освен јаглород во органските соединенија се застапени и водород, кислород, азот, сулфур, фосфор и халогени елементи. Од ова произлегува дека органските соединенија кои се помногубројни во однос на неорганските, се изградени од помал број на елементи во однос на истите. Задача на квалитативната органска анализа е да го одреди елементарниот состав и функционалните групи на органските соединенија. Реакциите за докажување се релативно бавни и ретко течат квантитативно. Органските соединенија, за разлика од неорганските, со зголемување на температурата брзо се менуваат, лесно испаруваат, се распаѓаат, јагленисуваат и ако се запалат горат. При жарење тие сосема согоруваат, при што се создава незначително количество на пепел.

Органската хемија развила методи за утврдување на составот на органските соединенија и количината на поединечни елементи, а во последно време сме сведоци на развивањето на физичко-хемиските методи со кои може да се утврди структурата на соединенијата. Покрај ова, се работи и на изнаоѓање на законитости за распределбата на атомите во органските молекули, како и на врската помеѓу структурата и хемиските особини. Следнава шема е приказ за начинот на испитување на органските соединенија:

Хемиските особини на органските соединенија зависат од:	Вид на атоми во молекулата	Начин на одредување: КВАЛИТАТИВНА ЕЛЕМЕНТАРНА АНАЛИЗА
	Број на атоми во молекулата	Начин на одредување: КВАНТИТАТИВНА ЕЛЕМЕНТАРНА АНАЛИЗА
	Структура на молекулата	Начин на одредување: ФИЗИЧКО-ХЕМИСКИ МЕТОДИ

Доколку некои органски соединенија имаат иста структура на еден дел од нивната молекула, каде се одвиваат хемиските реакции, следи дека таа група мора да има и слични хемиски особини. **Функционални групи** се атоми или групи на атоми, кои се наоѓаат во молекулата на органските соединенија ја одредуваат припадноста кон одреден тип на органски соединенија, а со тоа се одредуваат и нивните карактеристични хемиски особини. Во зависност од природата на функционалната група дериватите на јаглеводородите се делат на:

Функционална група	Вид на соединение	Општа формула
халогени елементи Cl, F, J, Br	Халогени деривати	R-X
ОН-Хидроксилна	Алкохоли, феноли	R-OH
Карбонилна	Алдехиди Кетони	$\begin{array}{cc} \text{R}-\text{C}-\text{H} & \text{R}-\text{C}-\text{R} \\ & \\ \text{O} & \text{O} \end{array}$
Карбоксилна	Карбонски киселини	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{O} \end{array}$
Амино	Амини	R-NH ₂
Нитро	Нитро соединенија	R-NO ₂

Квалитативна елементарна анализа на органски соединенија

Елементите кои се присутни во органските молекули, јаглерод и водород, лесно може да се докажуваат со согорување на органската супстанца и идентификација на продуктот на согорување (јаглерод диоксид и вода). Идентификација на останатите елементи со вообичаени постапки на квалитативната анализа не е возможна, затоа што овие елементи во органските соединенија не се наоѓаат во во облик на јони затоа што се врзани со ковалентни врски. За да се изврши нивна идентификација, тие мора да се преведат во јонски облик, а за тоа постојат повеќе методи.

При *редукција* на органската супстанца се користат силни редукциони средства, како што се алкалните метали и затоа оваа постапка се нарекува *топење со натриум (калиум)* и со тоа се преведуваат во анјонски облик. По завршување на оваа постапка се пристапува со докажување на елементите со вообичаени постапки за квалитативна анализа на анјони.

При *оксидација*, органската супстанца се третира со оксидациони средства како што се азотна киселина, сулфурна киселина, натриум пероксид. Оваа постапка најчесто се користи при идентификација на фосфор, азот или сулфур.

Квантитативна елементарна анализа на органски соединенија

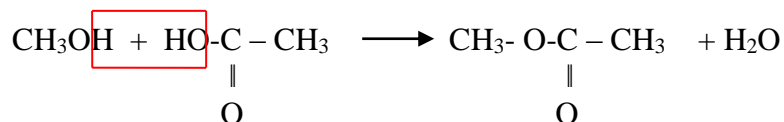
Со квантитативната анализа се одредува бројот на поединечните атоми во молекулите на органските соединенија. На основа на податоците добиени од квантитативната елементарна анализа на органските соединенија може да се определи емпириската формула на соединението, а од податокот за молекулската маса на соединението лесно се определува и молекулската формула на органското соединение.

Квалитативна анализа на органски соединенија

Вежба бр. _____

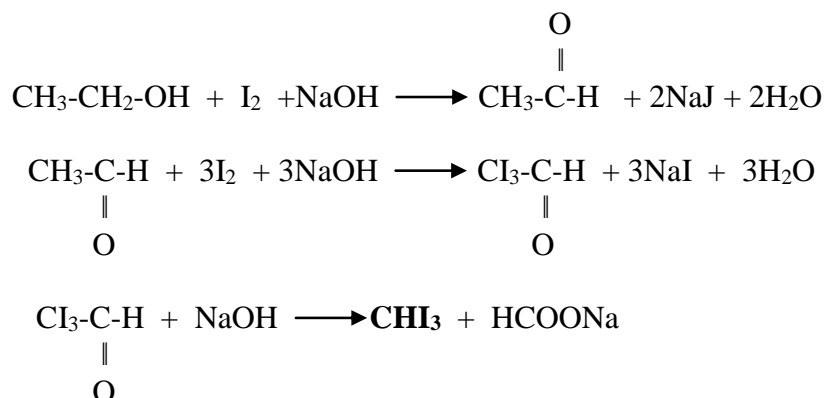
Докажување на АЛКОХОЛИ

Алкохолите се органски соединенија кои во својот молекул содржат една или повеќе хидроксилни групи. Според местото на хидроксилната група, разликуваме примарни, секундарни и терциерни алкохоли. При оксидација на примарните алкохоли преминуваат во алдехиди, а секундарните во кетони. Примарните и секундарните алкохоли се докажуваат со естерификација. Наједноставна реакција на естерификација е реакцијата со оцетна киселина. При реакција на метил алкохол со оцетна киселина настанува реакција на естерификација која е реверзибилен процес.



Начин на работа. Во епрувета се става разреден раствор на метанол, се додаваат неколку кристали на натриум ацетат, по сидот на епруветата се додаваат неколку капки на концентрирана сулфурна киселина. Додадената киселина стапува во реакција со натриум ацетатот со што создадената оцетна киселина реагира со метанолот, при што се добива метил естер на оцетната киселина.

Етил алкохолот се докажува со **јодоформската реакција** која претставува негова оксидација со елементарен јод. Реакцијата се изведува во три фази. Во првата фаза се врши оксидација на етанолот при што се добива етанал, потоа доаѓа до супституција на водородот од метил групите со јод и во третата фаза добиениот производ се разложува во базна средина до јодоформ.



Начин на работа. Неколку капки на етанол се раствараат во малку вода. Се додаваат на врв на шпатула кристали на јод во епруветата при што растворот се обојува жолто од присутниот јод. Потоа постепено се додава воден раствор на натриум хидроксид NaOH или калиум хидроксид KOH, се додека растворот не се обезбои и со слабо загревање ќе се појави талог од **бели кристали на јодоформ CHI₃**.

Докажување на ФЕНОЛИ

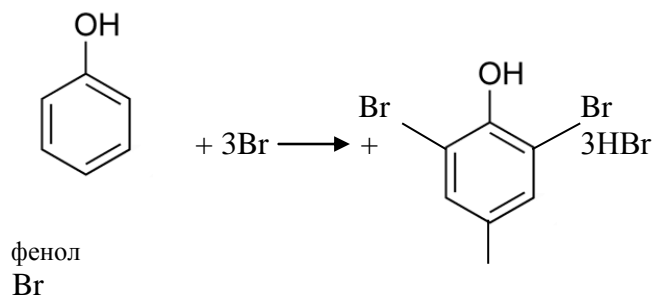
Фенолите се ароматични соединенија кои содржат хидроксилна група сврзана за бензоево јадро. Реактивноста на фенолите се должи на присуството на хидроксилната група, која содржи подвижен водороден атом. За разлика од алкохолите кои се со неутрален карактер, фенолите покажуваат кисела реакција и се однесуваат како слаби киселини. Синиот лакмус го бојат црвено. Фенолите многу лесно се оксидираат со кислородот од воздухот, обојувајќи се со слабо розево обојување.

Фенолите се докажуваат со раствор на желез(III) хлорид, FeCl_3 , со кого даваат комплексно соединение со карактеристично виолетово обојување.



Начин на работа. Во епрувета се пипетира воден раствор на фенол, и се додаваат неколку капки раствор на FeCl_3 ($w = 1\%$). Растворот се обојува виолетово, а со додавање на разблагена хлороводородна киселина бојата се губи.

Друга реакција за докажување на фенолите е **реакцијата на бромирање на фенолите**. Третманот на фенолот со воден раствор на бром (бромна вода), доведува до замена на секој водороден атом во орто и пара положба во однос на $-\text{OH}$ групата, со атоми на бром.



2,4,6-трибромфенол

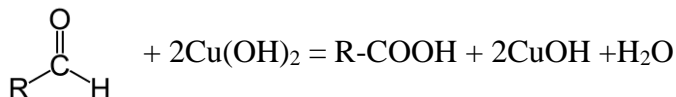
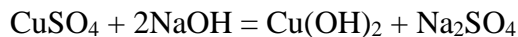
Начин на работа. На врв од шпатула се става во епрувета малку цврст фенол, се додава една петина од волуменот на епруветата метанол и исто толку количина и вода. Епруветата добро се премешува за да се раствори фенолот. Потоа се додава бромна вода, при што доаѓа до нејзино обезбојување. Бромната вода се додава се додека не престане обезбојувањето. Потоа се додава малку вода (1-2 ml) и добро се премешува епруветата со што се издвојува 2,4,6-трибромфенол, продукт на оваа реакција, во форма на **бел талог**.

Докажување на АЛДЕХИДИ

Алдехидите се јаглеводороди кои содржат алдехидна група, составена од карбонилна група и еден водороден атом сврзан за неа. Овие соединенија се многу реактивни, што се должи на присуството токму на алдехидната група. Нивни познати реакции се реакција на адиција(хидрирање), оксидација(автооксидација).

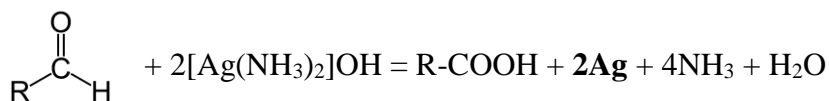
Реакцијата со Fehling-овиот реагенс се користи за нивно докажување. Овој реагенс е составен од два раствори и тоа Fehling I и Fehling II. Првиот раствор е воден

раствор на CuSO_4 а вториот е раствор на KOH и K, Na тартарат. При мешање на исти волумени од двата раствори се добива интензивно сино обојување на растворот. Оваа комплексна сол (бакар II K, Na тартарат) алдехидите имаат способност да ја редуцираат. Алдехидите го редуцираат бакарот, кој од двовалентен преминува во едновалентен бакар(I) оксид Cu_2O , кој дава карактеристично **црвено обојување**.



Начин на работа. Во епрувета се пипетираат исти волумени од Fehling I и Fehling II. Растворот се загрева до зовривање. Епруветата се трга настрана и се додава алдехид (формалин). Повторно се загрева се до појава на **црвен талог** од бакар(I) оксид Cu_2O .

Алдехидите се докажуваат и со реакција со амонијачен раствор на сребро нитрат. Принципот на реакцијата се базира на редукција на едновалентното сребро Ag^+ во елементарно сребро Ag .



Начин на работа. За оваа проба неопходно е епруветата да биде апсолутно чиста. За таа цел пред да се почне со анализата, епруветата се промива со концентрирана азотна киселина, HNO_3 , на тој начин што во неа се става 2-3 ml од киселината и се загрева до вриење, а потоа се мие со обична вода и се исплакнува со дестилирана вода.

Во така измиената епрувета, се става раствор на сребро нитрат, AgNO_3 , и 2-3 капки амониум хидроксид, NH_4OH , се додава раствор на формалдехид-40% и слабо се загрева. По извесно време по сидовите на епруветата се забележува формирање на сребрено огледало од елементарно сребро.

Квалитативна анализа на органски соединенија

Вежба бр. ____

Докажување на ОРГАНСКИ КИСЕЛИНИ

Млечна киселина. Млечната киселина се однесува и како алкохол и како киселина, затоа што таа е окси-пропионска киселина. Оваа киселина е безбојна течност, со карактеристичен мирис, лесно се раствара во вода, а нејзините соли се нарекуваат лактати. Карактеристични реакции за млечната киселина се:

- **Реакција со железо (III) хлорид.** Ако на разраден раствор од железо (III) хлорид се дејствува (само неколку капки) на млечната киселина, таа се обојува **интензивно жолто**. *(реакцијата е карактеристична и за винската и лимонската киселина).*
- **Реакција со Uffelman-ов реагенс.** Ако на 1% раствор на фенол се дејствува со железо (III) хлорид се добива **виолетово обојување** кое се губи и преминува во жолта боја кога ќе се додаде раствор на млечна киселина. *(иста реакција дава и винската киселина)*
- **Реакција со калиум перманганат.** При оксидација на млечната киселина со калиум перманганат, настанува ацет алдехид кој се познава по карактеристичниот мирис. Оксидацијата на млечната киселина со калиум перманганатот се изведува во присуство на разредена сулфурна киселина со загревање, при што млечната киселина најпрво се оксидира во пирогроздова киселина, па потоа во ацелаталдехид.

Винска киселина. Винската киселина, уште позната и како диокси килибарна киселина, е оптички активна и се јавува како десна винска и лево винска и мезовинска киселина. Таа претставува кристална супстанца која лесно се раствара во вода. Карактеристични реакции за винската киселина се:

- **Реакција со калиум перманганат.** Ако на винската киселина се дејствува со калиум перманганат доаѓа до редукција на калиум перманганатот (Mn^{7+} преминува во Mn^{2+}). Во епрувета се ставаат исти волумени на винска киселина и калиум перманганат и неколку капки на сулфурна киселина. Се загрева со тоа што заради редукцијата на калиум перманганатот виолетовата боја се губи.

Лимонска киселина. Лимонската киселина е моноокси трикарбоксилна киселина. Оваа киселина се среќава во лимонскиот сок од каде и потекнува нејзиното име. Се јавува во форма на бели кристали кои лесно се раствараат во вода и во алкохол. Нејзините соли се нарекуваат цитрати. Карактеристични реакции за лимонската киселина се:

- **Реакција со сребро нитрат.** Лимонската киселина при реакција со сребро нитратот, (од неутрални раствори на цитрат) се таложи бел талог од сребро цитрат, којшто е лесно растворлив во амониум хидроксид.
- **Реакција со калциум хлорид.** При реакција на калциум хлорид со лимонска киселина во неутрална средина не се издвојува талог, но ако реакцијата се изведува во присуство на амониум хидроксид (базна средина) доаѓа до исталожување на бел талог од калциум цитрат.

Добивање на соединенија во чиста состојба

Важна задача на препаративната органска хемија е да ги изолира супстанциите во хомоген вид и чиста состојба погодни за анализа. Оваа операција се врши во три етапи:

- изолирање на суровиот производ од смеса на супстанции;
- пречистување на самиот суров производ;
- негово идентификување;

Според природата на супстанциите се применуваат различни методи:

- цврстите супстанции се пречистуваат со прекристализација или сублимација, а во некои случаи и со атсорпција.
- тежните супстанции се пречистуваат со дестилација, а во некои случаи може да се употреби и атсорпција.

Вежба бр. ____

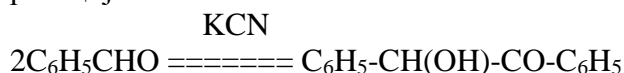
Добивање на бензоин во чиста состојба

Бензоинот е природна состојка во смолата на кората на дрвото на некои видови од родот *Styrax* кој се користи во козметичката индустрија како и во медицината.



Принцип на работа

Бензоинот настанува со ациклонска кондензација на бензалдехидот по следнава реакција



Реакцијата се изведува во присуство на калиум цијанид како кондензационо средство.

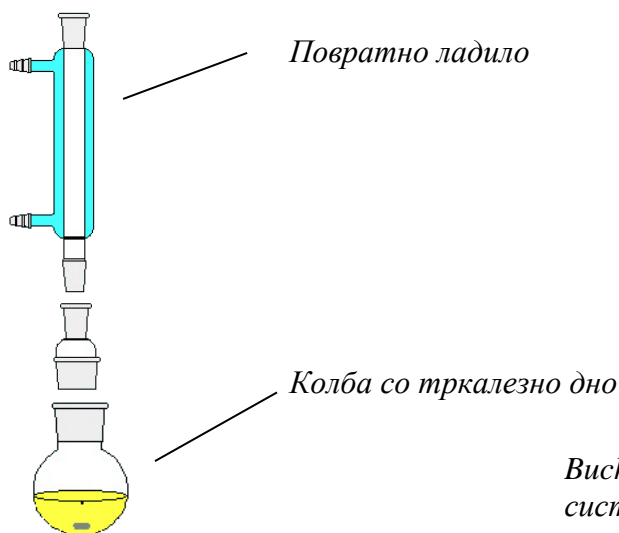
Потребни реагенси

- 25,00g бензалдехид, $\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}$
- 2,50g KCN во 25 ml вода
- 32,50 ml етанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

-Колба со тркалезно дно, повратно ладило, стаклена чаша, Buchner-ова инка со комплет вакум систем.

Постапка

Во колба со тркалезно дно се става алкохолот, бензалдехидот и растворот од калиум цијанид. Колбата се поврзува со повратно ладило и смесата се загрева 30 минути на водена бања. Треба да се загрева вертикално, особено во почетокот, бидејќи реакцијата е бурна, така што смесата што се загрева може да се исфрли преку ладилото. По загревањето растворот се лади и се излива во чаша. Одделените кристали од бензоинот се филтрираат на вакум, се мијат со малку вода или алкохол и се сушат. Со тоа се добива бензоинот во чиста состојба. Се мери масата на изолираниот чист бензоин.



Buchner-ова инка поврзана со вакум систем, за филтрирање на растворот